

**Univerzita Karlova v Praze**  
**Přírodovědecká fakulta**

Studijní program: Geologie  
Studijní obor: Učitelství geologie a chemie pro SŠ



**Bc. et Bc. Anna Kálalová**

Mezioborové vztahy chemie a geologie v přírodovědném vzdělávání  
Inter-subject relations between chemistry and geology in natural sciences

Diplomová práce

Vedoucí závěrečné práce: prof. RNDr. Hana Čtrnáctová, CSc.

Praha, 2012

**Prohlášení:**

Prohlašuji, že jsem závěrečnou práci zpracovala samostatně a že jsem uvedla všechny použité informační zdroje a literaturu. Tato práce ani její podstatná část nebyla předložena k získání jiného nebo stejného akademického titulu.

V Praze, 21. 5. 2012

Podpis

## Poděkování

Tímto bych ráda poděkovala všem, kteří se nějakým způsobem zasloužili o vytvoření a dokončení této diplomové práce, v první řadě své školitelce prof. RNDr. Haně Čtrnáctové, CSc., za vstřícný přístup, trpělivost, užitečné rady a pomoc při realizaci této diplomové práce, RNDr. Petru Šmejkalovi, Ph.D. a RNDr. Simoně Hybelbauerové, Ph.D. za rady a pomoc při realizaci experimentální části diplomové práce. Dále bych chtěla poděkovat RNDr. Dobroslavu Matějkovi, CSc. za poskytnutí geologického materiálu pro pokusy. Poděkování patří také mým rodičům a blízkým za podporu při studiu.

## Abstrakt

Diplomová práce se zabývá mezioborovými vztahy chemie a geologie v kontextu přírodovědného vzdělávání. Diplomová práce se zabývá učivem daným Rámcovým vzdělávacím programem pro gymnázia, které se týká anorganické chemie, mineralogie a petrologie. Dále je v diplomové práci přehledně zpracováno zařazení zmíněných témat do školních vzdělávacích programů různých gymnázií. V práci je kladen důraz hlavně na praktické činnosti ve výuce zmíněných předmětů tj. laboratorní práce. V diplomové práci jsou zpracovány náměty na chemické a fyzikální pokusy, na kterých je možné demonstrovat vztahy mezi těmito předměty a geologií. K těmto pokusům jsou vypracovány pracovní listy s autorským řešením, které jsou součástí přílohy této práce.

## Klíčová slova

chemie, geologie, experimenty, přírodovědné vzdělávání, střední školství

## Abstract

Thesis is fixed on inter-subjects relations between chemistry and geology in context of science education. Thesis concern subject matter defined in curricula for grammar schools, which is devoted inorganic chemistry, mineralogy and petrology. Next there is lucid compile inclusion these themes to school curricula in other grammar schools. Thesis emphasizes mainly to practical works in teaching mentioned subjects i.e. experiments. There are compile topics for chemical and physical experiments, which are useful for demonstration inter-subject relations between these subjects and geology. Worksheets with creative solutions were made for these experiments; there are component of enclosure of this thesis.

## Keywords

chemistry, geology, experiments, science education, secondary education

## OBSAH:

<b>1 ÚVOD A CÍLE PRÁCE.....</b>	<b>1</b>
<b>2 RÁMCOVÉ VZDĚLÁVACÍ PROGRAMY A ŠKOLNÍ VZDĚLÁVACÍ PROGRAMY .....</b>	<b>2</b>
2.1 RÁMCOVÉ VZDĚLÁVACÍ PROGRAMY .....	2
2.2 ŠKOLNÍ VZDĚLÁVACÍ PROGRAMY .....	4
<b>3 EXPERIMENTY V PŘÍRODOVĚDNÉM VZDĚLÁVÁNÍ.....</b>	<b>7</b>
<b>4 POUŽITÉ MATERIÁLY A METODY.....</b>	<b>9</b>
<b>5 VÝSKYT A ZASTOUPENÍ PRVKŮ V PŘÍRODĚ .....</b>	<b>10</b>
<b>6 I. TŘÍDA: PRVKY.....</b>	<b>12</b>
6.1 POKUSY KE KAPITOLE PRVKY .....	12
6.1.1 Hoření síry a reakce $SO_2$ .....	13
6.1.2 Modifikace síry .....	14
<b>7 II. TŘÍDA: SULFIDY A PODOBNÉ SLOUČENINY .....</b>	<b>17</b>
7.1 POKUSY KE KAPITOLE SULFIDY A PODOBNÉ SLOUČENINY.....	17
7.1.1 Kvalitativní analýza pyritu .....	18
7.1.2 Srážení sulfidů .....	20
7.1.3 Příprava sulfidu železnatého na suché cestě.....	24
<b>8 III. TŘÍDA: HALOGENIDY .....</b>	<b>25</b>
8.1 POKUSY KE KAPITOLE HALOGENIDY .....	26
8.1.1 Důkaz chloridových aniontů v halitu.....	26
8.1.2 Leptání skla .....	27
<b>9 IV. TŘÍDA: OXIDY A HYDROXIDY .....</b>	<b>29</b>
9.1 POKUSY KE KAPITOLE OXIDY A HYDROXIDY .....	30
9.1.1 Limonit .....	30
<b>10 V. TŘÍDA: DUSIČNANY, UHLIČITANY A BORITANY.....</b>	<b>32</b>
10.1 POKUSY KE KAPITOLE DUSIČNANY, UHLIČITANY A BORITANY .....	33
10.1.1 Rozklad uhličitanu vápenatého působením silné kyseliny .....	33
10.1.2 Příprava a reakce hydroxidu vápenatého.....	34
10.1.3 Barvicí zkoušky na uhličitany .....	36
<b>11 VI. TŘÍDA: SÍRANY.....</b>	<b>38</b>
11.1 POKUSY KE KAPITOLE SÍRANY .....	39
11.1.1 Výroba sádry .....	39
11.1.2 Stanovení krystalové vody v chalkantitu.....	41
11.1.3 Krystalizace chalkantitu z roztoku .....	42

<b>12 VII. TRÍDA: FOSFOREČNANY .....</b>	<b>44</b>
12.1 POKUSY KE KAPITOLE FOSFOREČNANY .....	44
12.1.1 Analýza apatitu .....	45
<b>13 VIII. TRÍDA: KŘEMIČITANY .....</b>	<b>46</b>
13.1 POKUSY KE KAPITOLE KŘEMIČITANY .....	47
13.1.1 Chemikova zahrádka .....	47
<b>14 CHEMICKÉ VLASTNOSTI MINERÁLŮ .....</b>	<b>49</b>
14.1 POKUSY KE KAPITOLE CHEMICKÉ VLASTNOSTI MINERÁLŮ .....	49
14.1.1 Rozpustnost minerálů v polárním a nepolárním rozpouštědle .....	50
14.1.2 Odlišení křemence od vápence a mramoru chemickou metodou .....	51
14.1.3 Plamenové zkoušky .....	52
<b>15 FYZIKÁLNÍ VLASTNOSTI MINERÁLŮ .....</b>	<b>55</b>
15.1 POKUSY KE KAPITOLE FYZIKÁLNÍ VLASTNOSTI MINERÁLŮ .....	56
15.1.1 Stanovení tvrdosti minerálů .....	56
15.1.2 Elektrické vlastnosti minerálů .....	58
15.1.3 Stanovení hustoty minerálů .....	61
<b>16 DISKUSE .....</b>	<b>65</b>
<b>17 ZÁVĚR .....</b>	<b>67</b>
<b>18 SEZNAM POUŽITÉ LITERATURY .....</b>	<b>68</b>

## **19 PŘÍLOHY: PROTOKOLY K PRAKTICKÝM ÚLOHÁM S ŘEŠENÍM CHYBA! ZÁLOŽKA NENÍ DEFINOVÁ**

Hoření síry a reakce $\text{SO}_2$ .....	Chyba! Záložka není definována. 2
Modifikace síry .....	Chyba! Záložka není definována. 4
Kvalitativní analýza pyritu .....	Chyba! Záložka není definována. 6
Srážení sulfidů .....	Chyba! Záložka není definována. 8
Příprava sulfidu železnatého na suché cestě .....	Chyba! Záložka není definována. 10
Důkaz chloridových aniontů v halitu .....	Chyba! Záložka není definována. 11
Leptání skla .....	Chyba! Záložka není definována. 12
Limonit .....	Chyba! Záložka není definována. 14
Rozklad uhličitanu vápenatého působením silné kyseliny .....	Chyba! Záložka není definována. 16
Příprava a reakce hydroxidu vápenatého .....	Chyba! Záložka není definována. 17
Barvicí zkoušky na uhličitany .....	Chyba! Záložka není definována. 19
Výroba sádry .....	Chyba! Záložka není definována. 20
Stanovení krystalové vody v chalkantitu .....	Chyba! Záložka není definována. 22
Krystalizace chalkantitu z roztoku .....	Chyba! Záložka není definována. 24
Analýza apatitu .....	Chyba! Záložka není definována. 26
Chemikova zahrádka .....	Chyba! Záložka není definována. 27

<i>Rozpustnost minerálů v polárním a nepochárním rozpouštědle</i>	<i>Chyba! Záložka není definována.</i>	28
<i>Odlišení křemence od vápence a mramoru chemickou metodou</i>	<i>Chyba! Záložka není definována.</i>	29
<i>Plamenové zkoušky .....</i>	<i>Chyba! Záložka není definována.</i>	31
<i>Stanovení tvrdosti minerálů.....</i>	<i>Chyba! Záložka není definována.</i>	32
<i>Elektrické vlastnosti minerálů .....</i>	<i>Chyba! Záložka není definována.</i>	34
<i>Stanovení hustoty minerálů .....</i>	<i>Chyba! Záložka není definována.</i>	36

## Seznam použitých zkratk

ČR	Česká republika
PřF UK	Přírodovědecká fakulta Univerzity Karlovy v Praze
RVP G	Rámcový vzdělávací program pro gymnázia
RVP ZV	Rámcový vzdělávací program pro základní vzdělávání
SŠ	Střední škola
ŠVP	Školní vzdělávací program
ZŠ	Základní škola



# 1 ÚVOD A CÍLE PRÁCE

Téma Mezioborové vztahy chemie a geologie v přírodovědném vzdělávání jsem si vybrala z důvodu studia obou výše zmíněných předmětů a zájmu o anorganickou chemii a mineralogii. Tématu mezioborových vztahů chemie a geologie jsem se věnovala i ve své bakalářské práci. Tentokrát se zaměřím hlavně na praktickou složku výuky těchto předmětů tj. laboratorní činnosti. Tyto činnosti jsou pro výuku přírodovědných předmětů, mezi které chemie i geologie patří, neodmyslitelnou součástí. Jejich prostřednictvím si žáci nejen osvojují znalosti z daných předmětů, ale také rozvíjí intelektuální i manuální dovednosti. A v neposlední řadě slouží také k aktivizaci žáků během vyučovacího procesu.

Formy praktické činnosti žáků ve výuce chemie a geologie se nejčastěji realizují v podobě experimentů. Experiment může být demonstrační nebo žákovský. Žákovské pokusy mohou být frontální nebo laboratorní. Ve své práci se zaměřuji především na laboratorní pokusy žáků.

Cíle práce:

- Vyhledat témata týkající se anorganické chemie a geologie v Rámcovém vzdělávacím programu pro gymnázia.
- Na příkladech školních vzdělávacích programů různých vybraných škol ukázat, jakým způsobem školy tyto předměty vyučují.
- Vyhledat v chemické i geologické literatuře chemické, případně fyzikální pokusy vhodné pro žáky gymnázií, na kterých je možné demonstrovat propojení znalostí z chemie, případně fyziky a geologie.
- Tyto pokusy prakticky provést v laboratoři a jejich provedení fotograficky zdokumentovat.
- Ke všem pokusům vypracovat pracovní listy opatřené autorským řešením, které zároveň mohou sloužit jako návody na laboratorní cvičení pro žáky.

## 2 RÁMCOVÉ VZDĚLÁVACÍ PROGRAMY A ŠKOLNÍ VZDĚLÁVACÍ PROGRAMY

Do školního roku 2008-2009 se na čtyřletých gymnáziích a vyšším stupni víceletých gymnázií vyučovalo podle učebních osnov pro gymnázia. Od školního roku 2009-2010 se na gymnáziích vyučuje podle školních vzdělávacích programů, které si jednotlivé školy vytváří na základě Rámcového vzdělávacího programu pro gymnázia (RVP G). Na základních školách se učí podle školních vzdělávacích programů od roku 2007.

### 2.1 Rámcové vzdělávací programy

Rámcové vzdělávací programy jsou založeny na nové strategii, která zdůrazňuje klíčové kompetence a uplatnění získaných vědomostí v praktickém životě. Klíčové kompetence jsou soubor vědomostí, dovedností, schopností, hodnot a postojů, které jsou důležité pro rozvoj a budoucí život člověka. Žáci čtyřletých gymnázií a vyššího stupně víceletých gymnázií by si měli osvojit tyto kompetence (kolektiv, 2007):

- kompetenci k učení
- kompetenci k řešení problémů
- kompetenci komunikativní
- kompetenci sociální a personální
- kompetenci občanskou
- kompetenci k podnikavosti.

Tyto kompetence jsou shodné s kompetencemi definovanými v RVP ZV, až na kompetenci k podnikavosti, která v RVP ZV není. RVP ZV obsahují kompetenci pracovní, která naopak není v RVP G.

Rámcový vzdělávací program pro gymnázia obsahuje osm vzdělávacích oblastí. Vzdělávací oblast může obsahovat jeden vzdělávací obor, nebo více obsahově si blízkých vzdělávacích oborů. Přírodovědné obory (fyzika, chemie, biologie, geografie a geologie) jsou součástí vzdělávací oblasti Člověk a příroda. Tato vzdělávací oblast navazuje na oblast Člověk a příroda z Rámcového vzdělávacího programu pro základní vzdělávání (RVP ZV), jejíž součástí jsou obory fyzika, chemie, přírodopis a zeměpis.

Zkoumání přírody vyžaduje interdisciplinární přístup a tím i úzkou spolupráci jednotlivých přírodovědných oborů. Přírodovědné vzdělávání by mělo vést k odstraňování zbytečných bariér mezi jednotlivými obory. Vzdělávací oblast Člověk a příroda by měla

umožnit žákům poznávat, že hranice mezi jednotlivými přírodovědnými obory nejsou pevné, ale že jednotlivé obory se částečně překrývají a doplňují.

Rámcový vzdělávací program vymezuje vzdělávací obsah – očekávané výstupy a učivo a formuluje očekávanou úroveň vzdělání pro absolventy určitého stupně vzdělávání. Tato diplomová práce se zabývá mezioborovými vztahy geologie a chemie. Této oblasti se týkají témata Anorganická chemie z oboru chemie, Složení, struktura a vývoj Země a Geologické procesy v litosféře z oboru geologie. Očekávané výstupy a učivo těchto tří kapitol jsou v RVP G zpracovány způsobem uvedeným níže (kolektiv, 2007).

#### Chemie: ANORGANICKÁ CHEMIE

##### Očekávané výstupy

žák

- využívá názvosloví anorganické chemie při popisu sloučenin
- charakterizuje významné zástupce prvků a jejich sloučeniny, zhodnotí jejich surovinové zdroje, využití v praxi a vliv na životní prostředí
- předvídá průběh typických reakcí anorganických sloučenin
- využívá znalosti základů kvalitativní a kvantitativní analýzy k pochopení jejich praktického významu v anorganické chemii

##### Učivo

- **vodík a jeho sloučeniny**
- **s-prvky a jejich sloučeniny**
- **p-prvky a jejich sloučeniny**
- **d- a f-prvky a jejich sloučeniny**

#### Geologie: SLOŽENÍ, STRUKTURA A VÝVOJ ZEMĚ

##### Očekávané výstupy

žák

- porovná složení a strukturu jednotlivých zemských sfér a objasní jejich vzájemné vztahy
- využívá vybrané metody identifikace minerálů

##### Učivo

- **Země jako geologické těleso** – základní geobiocykly
- **zemské sféry** – chemické, mineralogické a petrologické složení Země
- **minerály** – jejich vznik a ložiska; krystaly a jejich vnitřní stavba; fyzikální a chemické vlastnosti minerálů
- **geologická historie Země** – geologická období vývoje Země; změny polohy kontinentů; evoluce bioty a prostředí

## Geologie: GEOLOGICKÉ PROCESY V LITOSFÉŘE

### Očekávané výstupy

žák

- analyzuje energetickou bilanci země a příčiny vnitřních a vnějších geologických procesů
- určí nerostné složení a rozpozná strukturu běžných magmatických, sedimentárních a metamorfovaných hornin
- analyzuje různé druhy poruch v litosféře
- využívá geologickou mapu ČR k objasnění geologického vývoje regionů

### Učivo

- **magmatický proces** – vznik magmatu a jeho tuhnutí; krystalizace minerálů z magmatu
- **zvětrávání a sedimentační proces** – mechanické a chemické zvětrávání, srážení, sedimentace
- **metamorfnní procesy** – jejich typy; kontaktní a regionální metamorfóza
- **deformace litosféry** – křehká a plastická deformace geologických objektů, vývoj stavby pevnin a oceánů; mechanismus deskové tektoniky; zemětřesení a vulkanismus, tvary zemského povrchu

## 2.2 Školní vzdělávací programy

V ŠVP je obsah vzdělávacích oborů rozpracován do podoby učebních plánů vyučovacích předmětů. Vzdělávací obsah jednoho oboru vymezeného v RVP může být celý zařazen do jednoho vyučovacího předmětu, může být rozdělen do více vyučovacích předmětů, nebo může být naopak vzdělávací obsah více vzdělávacích oborů spojen do jednoho vyučovacího předmětu. Záleží na konkrétní škole, jaký model pro výuku zvolí, musí ovšem do výuky zařadit všechno učivo zmiňované v RVP.

Vzdělávací obsah oboru chemie je vyučován jako samostatný předmět na všech gymnáziích, s jejichž ŠVP jsem se seznámila. V některých případech je část oboru chemie vyučována také v jiných předmětech, například experimentální dovednosti v přírodních vědách. Vzdělávací obsah oboru geologie je často v ŠVP integrován do přírodovědných předmětů, způsobů integrace je poměrně velké množství, protože často je integrován do více než jednoho vyučovacího předmětu. V ojedinělých případech je geologie na gymnáziu vyučována jako samostatný předmět. Dále je uvedeno na příkladech konkrétních škol, jak byl obsah oboru geologie začleněn do ŠVP.

Na Gymnáziu Dobruška, což je gymnázium v menším městě v Královéhradeckém kraji, je celý obsah vzdělávacího oboru geologie integrován do předmětu zeměpis.

([http://gympl.dobruska.cz/wwwVyGy/ucebni-osnovy\\_clovek-a-priroda\\_zemepis.htm](http://gympl.dobruska.cz/wwwVyGy/ucebni-osnovy_clovek-a-priroda_zemepis.htm))

Na Jiráskově gymnáziu Náchod, což je gymnázium v menším městě v Královéhradeckém kraji, je část vzdělávacího obsahu oboru geologie vyučována v biologii a část v zeměpisu.

(<http://www.gymnachod.cz/download.php?soubor=vp4-okupr3.pdf>)

Na přírodovědném Gymnáziu Botičská v Praze je vzdělávací obsah oboru geologie zařazen do předmětu zeměpis, nepatrná část vzdělávacího obsahu geologie je zařazena také do předmětu chemie.

(<http://www.gybot.cz/uploads/file/o-skole/SVP/100Z.pdf>)

Gymnázium Oty Pavla v Radotíně patří k ojedinělým případům gymnázií, kde je geologie vyučována jako samostatný předmět, jehož hodinová dotace je 1 VH týdně v prvním ročníku. V souvislosti s učivem mineralogie a petrologie jsou zařazena dvě laboratorní cvičení s časovou dotací 2 VH a jedna dvoudenní exkurze.

([http://www.gop.cz/udaje/SVP\\_4G\\_2011.pdf](http://www.gop.cz/udaje/SVP_4G_2011.pdf))

Na Malostranském gymnáziu v Praze je vzdělávací obor geologie zařazen do předmětu biologie s tím, že některé očekávané výstupy byly integrovány do předmětů geografie, chemie a experimentální dovednosti v přírodních vědách.

(<http://www.malgym.cz/data/SVP%20VG.doc>)

Na Purkyňově gymnáziu ve Strážnici, což je menší město v Jihomoravském kraji, je obsah vzdělávacího oboru geologie rozdělen do předmětů zeměpis, biologie a chemie. Největší část je vyučována v předmětu zeměpis.

([www.gys.cz/studium/svp/4g\\_svp.pdf](http://www.gys.cz/studium/svp/4g_svp.pdf))

Na Biskupském gymnáziu v Brně je obsah vzdělávacího oboru geologie rozdělen mezi vyučovací předměty zeměpis, biologie a chemie. Gymnázium má tři zaměření: všeobecné, humanitní a přírodovědné, které se liší hodinovou dotací jednotlivých předmětů.

([http://www.bigy.cz/sites/www.bigy.cz/files/attachments/15/svp\\_4lete\\_ver2012\\_c.pdf](http://www.bigy.cz/sites/www.bigy.cz/files/attachments/15/svp_4lete_ver2012_c.pdf))

EKO gymnázium v Brně je všeobecné gymnázium s vnitřním zaměřením na ekologickou výchovu. Obsah vzdělávacího oboru geologie je integrován do předmětů zeměpis, chemie, biologie a předmětu základy ekologie, který je zařazen jako povinná součást vyučovacího procesu ve druhém ročníku.

([www.eko-g.cz/media/files/o%20skole/svp/SVP\\_4\\_let.pdf](http://www.eko-g.cz/media/files/o%20skole/svp/SVP_4_let.pdf))

Na Soukromém gymnáziu Olomouc je vyučována část obsahu vzdělávacího obsahu oboru geologie v předmětu zeměpis a část v předmětu biologie.

(<http://www.gymnaziumolomouc.cz/Skolaprozivot.doc>)

Na Gymnáziu Říčany, což je gymnázium na menším městě v Středočeském kraji, je učivo vzdělávacího oboru geologie zařazeno do předmětu geografie a malá část do předmětu biologie.

(<http://gymnazium.ricany.cz/data/upload/Uredni%20deska/SVP4G.pdf>)

### 3 EXPERIMENTY V PŘÍRODOVĚDNÉM VZDĚLÁVÁNÍ

Přírodovědné předměty, mezi které chemie a geologie patří, jsou ve vzdělávání těsně spojeny s experimentální činností žáků. Chemický pokus patří k nejvýznamnějším prostředkům pro výuku přírodovědných předmětů na všech stupních škol od škol základních až po školy vysoké. Přináší informace o průběhu chemických dějů a informace o vlastnostech a struktuře reagujících látek.

Laboratorní práce žáků patří mezi vyučovací metody praktických činností žáků neboli metodu experimentální. Jsou jednou z významných cest, které pomáhají překonávat jednostranně slovní a nazírací způsoby vyučování (Skalková, 2007). Žáci si při nich osvojují znalosti a dovednosti manipulací s předměty během praktických cvičení experimentováním. Během laboratorních prací se u žáků rozvíjí schopnosti pozorovat, samostatně uvažovat, používat již získané poznatky v praxi, zdokonalovat se v manuálních dovednostech, pracovat svědomitě a přesně a také spolupracovat a komunikovat s druhými.

Laboratorní metody můžeme rozřadit do několika typů. Typ ilustrační, který ilustruje učivo, s kterým již byli žáci seznámeni při výkladu. Typ aplikační, který umožňuje aplikaci osvojené teorie, opakování a upevňování vědomostí a dovedností. Laboratorní práce heuristického charakteru, které umožňují žákům objevovat pro sebe nová fakta, vztahy a osvojovat si nové dovednosti problémovým řešením úkolů. Cílem těchto metod je maximální možná aktivizace žáka. Metoda problémová staví před žáka problém formulovaný jako otázku, kterou lze zodpovědět až po složité myšlenkové operaci, tj. volbě vhodné metody řešení a zjištění určitých fakt (Pauk et al., 1981). Zvláště tento typ úloh se v dnešní době považuje za inovativní prvek v moderním vyučování. Pauk (1981) uvádí, že výzkumy dokazují, že vědomosti získané žáky během problémového vyučování jsou trvalejší a zájem žáků o učení vzrůstá, zlepšuje se kázeň ve třídách, žáci jsou samostatnější, aktivnější a iniciativnější. Nevýhodou této metody je její velká časová náročnost.

S tímto rozdělením laboratorních metod souvisí dělení vyučování na induktivní a deduktivní. Při deduktivním vyučování učitel na začátku hodiny žákům řekne, o jakém pojmu nebo zobecnění se budou učit, žáci většinu činností provádí pod učitelovým vedením. Tento typ výuky je vhodný pro učivo, které má logickou vnitřní strukturu, například přesně definované pojmy. Na rozdíl od deduktivní hodiny začíná induktivní hodina badatelskými činnostmi, které vedou žáka k objevování pojmu nebo zobecnění. Hodiny, ve kterých je využita induktivní metoda se nazývají badatelskými hodinami. Žáci

při těchto hodinách získávají učební zkušenosti, při nichž interpretují data a aplikují získané zákonitosti. Tento typ výuky klade na žáky požadavky pokládání si otázek, zkoumání informací, vytváření hypotéz, shromažďování údajů a formulace závěrů. Žáci při badatelských hodinách aktivně objevují zákonitosti, které objasňují nějaký jev.

Během laboratorních prací se žáci učí celou řadu dovedností jako je zacházení s přístroji a nástroji, měření, vážení, plánování vlastní práce, sestavování protokolu z laboratorní práce, induktivní vyvozování závěrů a práce s tabulkami a jinými zdroji informací ať již tištěnými nebo elektronickými. Metody praktických činností žáků rozvíjí jejich samostatnost. Míru náročnosti, určuje učitel formulací zadání buď jako problému nebo jako úkolu. Formulace zadání jakožto problému je pro žáka náročnější, ale více ho zapojuje do vzdělávacího procesu. Pokud žáci mají během laboratorních cvičení pracovat ve dvojicích či skupinách, rozvíjí se také jejich komunikační dovednosti a dovednost spolupráce.



#### 4 POUŽITÉ MATERIÁLY A METODY

Při výběru pokusů bylo čerpáno převážně ze dvou zdrojů. Jedním z nich byla vysokoškolská skripta didaktiky geologie (Turanová et al., 2002), druhým zdrojem byla kniha námětů na chemické pokusy (Čtrnáctová et al., 2000). Dále bylo čerpáno z internetových zdrojů a nechala jsem se inspirovat také pokusy, které jsme prováděli na fakultě během výuky laboratorních cvičení a praktik. Také jsem upravila pokusy, které jsem navrhla k tématu mezioborových vztahů chemie a geologie v mé bakalářské práci. Pokusy jsem modifikovala a v jejich popisu zdůraznila, jak je mohou učitelé využít k propojování poznatků z chemie a geologie, případně i fyziky.

Pokusy byly vybírány s ohledem na to, aby byly proveditelné v prostředí školní chemické laboratoře, která je vybavena digestoří. Mezi méně běžné chemikálie, které jsou potřebné při experimentech, patří alizarinsulfonan sodný, který byl použit při pokusu identifikace uhličitánových minerálů a molybdenan amonný, který je potřebný k přípravě molybdenové soluce využívané v pokusu analýza apatitu. Pro fyzikálně laděné pokusy postačí vybavení školní fyzikální laboratoře. Mezi pomůcky používané při pokusech patří také některé běžně dostupné věci např. obal od čokoládových bonbonů pro pokus výroba sádry.

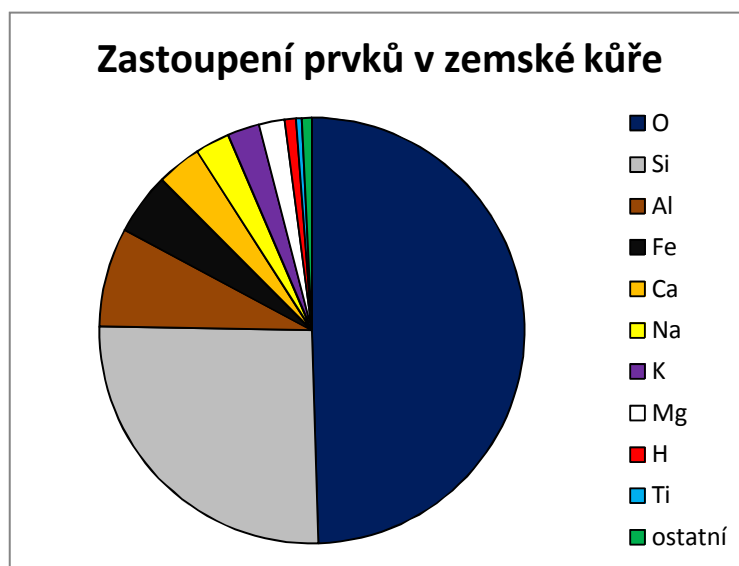
Dále jsou pro pokusy potřebné vzorky minerálů a hornin, které může učitel obstarat během školních geologických exkurzí, lze je samozřejmě také zakoupit, ale to je ve většině případů finančně náročné. Náměty na obstarání konkrétních minerálů a hornin jsou uvedeny u jednotlivých pokusů, v některých případech bylo navrženo použití chemikálie namísto minerálu, který není běžný.

## 5 VÝSKYT A ZASTOUPENÍ PRVKŮ V PŘÍRODĚ

Zastoupení prvků v zemské kůře a ve vesmíru se zcela zásadně odlišuje. Nejhojnějším prvkem ve vesmíru je totiž vodík, který se nachází v mezihvězdném prostoru a také tvoří, spolu s deuteriem a heliem, hmotu hvězd. Pouze tři částice tvoří 99,9 % hmoty celého vesmíru, jsou to právě vodík, deuterium a helium. Poměrné zastoupení prvků se řídí několika pravidly. Výskyt prvků exponenciálně klesá s jejich rostoucím protonovým číslem a pro těžší prvky zhruba od protonového čísla 40 je přibližně stejný. Prvky se sudými protonovými čísly se vyskytují ve větší míře, než prvky s lichými protonovými čísly (tzv. Oddo-Harkinsonovo pravidlo), přičemž platí, že u lehčích prvků do protonového čísla 28 je tato závislost výraznější. Je to dáno tím, že stálá jsou především jádra, která mají sudý počet protonů a sudý počet neutronů. Méně stálá a proto také méně zastoupená jsou jádra se sudým počtem protonů a lichým počtem neutronů a lichým počtem protonů a sudým počtem neutronů. Nejméně stálá a proto také nejméně zastoupená jsou jádra s lichým počtem protonů a lichým počtem neutronů.

Tab. - 1 - Zastoupení prvků v zemské kůře, převzato z citace (Lukeš, 2009)

prvek	%	prvek	%
O	49,5	Cl	0,19
Si	25,8	P	0,09
Al	7,54	N	0,03
Fe	4,70		
Ca	3,38	Zn	0,01
Na	2,63	Cu	0,01
K	2,44		
Mg	1,95	Hg	0,0001
H	0,88	Au	0,000001
Ti	0,41		
součet	99,23		



Graf 1 - Zastoupení prvků v zemské kůře.

Složení zemské kůry je mnohem pestřejší, ale i zde většinu hmoty tvoří jen několik prvků a ostatní se nachází pouze v malých množstvích, viz tab. 1 a graf 1. Deset nejrozšířenějších prvků tvoří 99,23 % hmotnosti Země. Jsou to především kyslík, křemík a hliník, které tvoří křemičitany a hlinito-křemičitany, které jsou hlavní součástí kůry Země. Obecně můžeme říci, že lehčí prvky mají vyšší zastoupení, než těžké prvky. To se vysvětluje tím, že lehké prvky, přibližně po železo, vznikaly přímou jadernou fúzí jader vodíku a helia, a těžké prvky až následně, fúzí již vzniklých jader lehkých prvků. Ze 111

dosud známých prvků se jich na Zemi nachází 90. Prvky, které se na Zemi nenachází, byly připraveny uměle.

Některé prvky, které jsou známy a používány dlouhou dobu, jsou ve skutečnosti zastoupeny velmi málo. Například olovo má velmi podobné zastoupení jako galium a rtuť je méně zastoupena než většina lanthanoidů. Jiné prvky, které jsou naopak považovány za méně dostupné, jsou velmi hojně zastoupeny. Například zirkonium, rubidium či vanad jsou zastoupeny hojněji, než běžné kovy jako nikl, zinek, měď. Stejně tak je více titanu, než síry, nebo manganu. Tyto zdánlivé nesrovnalosti ve výskytu „běžných“ a „méně běžných“ prvků jsou způsobeny tím, že některé prvky jsou roztroušené rovnoměrně v minerálech jiných prvků, nebo tvoří minerály, jež jsou roztroušeny v nejběžnějších horninách, což je případ titanu a zirkonia. Naopak dlouho známé a běžně používané prvky se nachází ve snadno rozeznatelných minerálech, které jsou na jednotlivých ložiscích nahromaděny ve vysokých koncentracích. Dostupnost prvků také samozřejmě souvisí s náročností technologie izolování jednotlivých prvků z horniny, ve které se nachází.

Jednotlivé prvky můžeme najít v přírodě ve formě minerálů. Minerál (nerost) je prvek nebo chemická sloučenina, která je za normálních podmínek krystalická a která vznikla jako produkt geologických procesů (Chváta, 2005). Existují však výjimky, které tuto definici nesplňují a i přesto je považujeme za minerály. Například kapalná rtuť; některé amorfní látky (např. opály); látky, které jsou podobné pozemským minerálům, které ale pochází z jiných kosmických těles; biogenní minerály, pokud se na jejich formování podílely geologické procesy.

Klasifikace minerálů prošla dlouhým a komplikovaným vývojem. Proto se dnes používá několik mineralogických systémů. Nejpoužívanější jsou ovšem systémy založené na krystalochemickém principu. Takže třídění minerálů vychází z krystalové struktury a chemického složení. V této práci byl použit Strunzův mineralogický systém (<http://athena.unige.ch/mindata/minppcl.html>), který využívá krystalochemický přístup, podle kterého se minerály dělí do devíti mineralogických tříd: I. třída prvky, II. třída sulfidy, III. třída halogenidy, IV. třída oxidy a hydroxidy, V. třída uhličitany, dusičnany a boritany, VI. třída sírany, chromany, molybdenany a wolframany, VII. třída fosforečnany, arseničnany a vanadičnany, VIII. třída křemičitany a IX. třída organické minerály.

## 6 I. TRÍDA: PRVKY

V přírodě se vyskytuje (Chvátal, 2005) celkem 27 prvků, které se v přírodě nachází v ryzím (nesloučeném) stavu. Některé zdroje ovšem uvádí i další prvky. Do první třídy řadíme ryzí prvky, ale také jejich slitiny nebo pevné roztoky. Do této třídy se v mineralogii řadí také karbidy, silicidy, nitridy, fosfidy, které ovšem patří mezi minerály vzácné až velmi vzácné. Čisté prvky se na složení Země podílí jen v nepatrné míře. Na zemském povrchu se ale mohou nacházet místa, kde došlo k nahromadění některého minerálu, tato místa se nazývají ložiska. Je to často případ i ryzích prvků. Například zlato a platina se mohou koncentrovat v náplavech.

Prvek je definován jako látka složená z atomů se stejným protonovým číslem. Výskyt ryzích prvků v přírodě je dán jejich chemickou afinitou především ke kyslíku a síře. Prvky, které mají afinitu vysokou, se v přírodě nachází pouze jako chemické sloučeniny. Prvky, které mají nízkou chemickou afinitu, naopak sloučeniny tvoří pouze výjimečně a nacházíme je častěji jako ryzí, např. zlato nebo platina.

Mezi prvky, které se nachází v přírodě ve formě minerálů, patří kovy: železo, ruthenium, rhenium, osmium, kobalt, rhodium, iridium, nikl, palladium, platina, měď, stříbro, zlato, zinek, rtuť, cín, olovo, hliník, kadmium, chrom a bismut. Kovy a jejich slitiny mají velmi těsně uspořádanou krystalovou mřížku, proto je pro ně charakteristická vysoká hustota. Podle druhu krystalové mřížky je každý atom obklopen osmi až dvanácti sousedy. Mezi atomovými jádry se pohybují elektrony, které jsou důvodem elektrické vodivosti kovů a důvodem toho, že kovy jsou neprůhledné a mají kovový lesk. Jelikož atomy v mřížce proti sobě můžeme snadno posunovat, jsou kovy ohebné a kujné.

V přírodě se také nalézají v ryzí formě některé nekovy a polokovy. Jsou to uhlík, arzen, antimon, síra, selen, tellur. Nekovy většinou tvoří krystalovou mřížku z elektroneutrálních atomů, které se spojují do skupin, řetězců, kruhů nebo koster. Podle podmínek vzniku může mít krystal různě uspořádané atomy, vznikají tak různé modifikace. Tato vlastnost se nazývá polymorfie neboli mnohotvarost. Typickým příkladem je polymorfie u uhlíku, který tvoří diamant (vzniká za vysokého tlaku) a grafit (vzniká za nízkého tlaku).

### 6.1 Pokusy ke kapitole prvky

Ke kapitole prvky byly vybrány dva pokusy hoření síry a reakce  $\text{SO}_2$  a modifikace síry. Oba tyto pokusy se týkají síry. Síra je poměrně běžný minerál, který se nachází

například v Polsku (sedimentární síra) nebo v oblastech s vulkanickou aktivitou například Sicílie. V ČR se ložiska síry nenachází a tak bude pravděpodobně nutné v tomto případě použít síru chemicky připravenou, kterou střední školy mají běžně ve svých chemických laboratořích. Protože v obou případech síru zahříváme, je nutná digestoř, nebo dobře větrané prostory, protože při hoření síry se do ovzduší uvolňuje jedovatý plyn oxid siřičitý, který dráždí ke kašli.

### 6.1.1 Hoření síry a reakce $\text{SO}_2$

Upraveno dle citace (Čtrnáctová et al., 2000).

#### Pomůcky a chemikálie:

baňka (500 ml), zátka s otvorem, zátka bez otvoru, spalovací lžička, 3 zkumavky, síra, voda, roztok  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  ( $w = 5\%$ ), roztok  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $w = 10\%$ ), roztok acidobazického indikátoru např. methyloaranž nebo methylčerven

#### Pracovní postup:

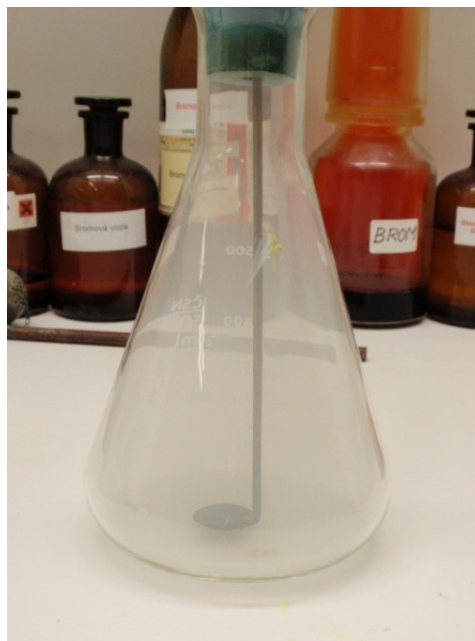
Protože oxid siřičitý je jedovatý a dráždí ke kašli, pracujeme v digestoři. Baňku opatříme zátkou, kterou prochází držák spalovací lžičky. Na spalovací lžičce zapálíme síru, lžičku vložíme do baňky a uzavřeme (obr. 1).

Po ukončení pokusu baňku otevřeme, do baňky nalijeme asi 200 ml vody, baňku zazátkujeme zátkou bez otvoru a směs protřepeme.

Roztok nalijeme do tří zkumavek. Do první zkumavky k roztoku přidáme několik kapek acidobazického indikátoru. Do druhé zkumavky přidáme roztok okyselený dichromanu draselného a do třetí zkumavky okyselený roztok manganistanu draselného.

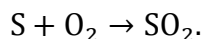
#### Pozorování a vysvětlení:

Oxid siřičitý můžeme připravit spalováním síry na vzduchu nebo v kyslíku. Síra hoří světle modrým plamenem. Spalujeme-li ji v kyslíku, hoří jasně modrým plamenem. Oxid siřičitý je plyn velmi dobře rozpustný ve vodě. Má výrazné redukční vlastnosti.

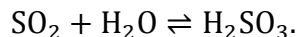


Obr. 1 - Hoření síry.

Vznik oxidu siřičitého můžeme zapsat rovnicí:

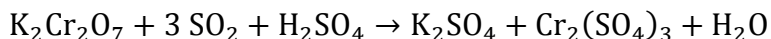


Při reakci oxidu siřičitého s vodou vzniká kyselina siřičitá:

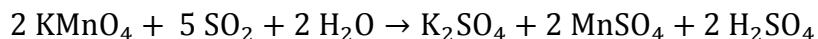


Roztok má tudíž kyselou reakci a methyloaranž a methylčerveň získají červené zabarvení.

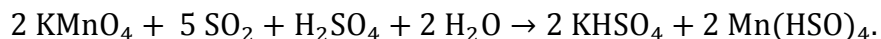
S okyseleným roztokem dichromanu, který má oranžové zbarvení, reaguje oxid siřičitý za vzniku síranu a kationtů chromitých, což se projeví zezelenáním reakční směsi.



Podobně reaguje oxid siřičitý s manganistanem draselným za vzniku síranu, případně hydrogensíranu draselného a soli manganaté. Roztok změni barvu z fialové na bezbarvou. Chemický děj popisují rovnice:



nebo



### **Závěr:**

Síra je hořlavý minerál. Při hoření síry vzniká jedovatý oxid siřičitý, který se ve vodě rozpouští za vzniku kyseliny siřičité. Patří tedy mezi kyselinotvorné oxidy a podílí se kromě dalších látek na vzniku kyselých dešťů, které narušují nejen lesní porosty, ale i stavby a kulturní památky. Oxid siřičitý má redukční vlastnosti, což jsme dokázali redukcí dichromanových aniontů na chromité kationty a redukcí manganistanových aniontů na kationty manganaté.

### **6.1.2 Modifikace síry**

Upraveno dle citace (Čtrnáctová et al., 2000).

#### **Pomůcky a chemikálie:**

zkumavka, hodinové sklo nebo krystalizační miska, třecí miska a tlouček, toluen, síra, porcelánový kelímek, kahan, chemické kleště, kádinka s vodou

#### **Pracovní postup:**

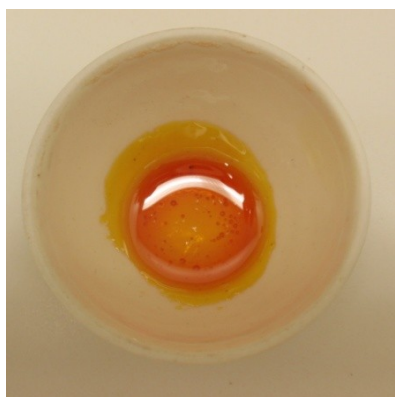
Kosočtverečnou síru můžeme připravit následujícím postupem. Pokus provádíme v digestoři, protože toluen je omamná látka. Do zkumavky nasypeme asi do výšky 1 cm

jemně rozetřenou síru a rozpustíme ji v toluenu. Zůstane-li na dně nerozpuštěný zbytek, necháme směs sedimentovat. Roztok nad nerozpuštěnou sírou nalijeme na hodinové sklo nebo na krystalizační misku. Po odpaření toluenu získáme krystaly kosočtverečné síry.

Jednoklonnou síru připravíme následujícím způsobem. Porcelánový kelímek (obr. 2) naplníme asi do poloviny jemně rozetřenou sírou a pomalu zahříváme, až se síra roztaví. Pak taveninu necháme chladnout. Na stěnách kelímku vznikají krystaly jednoklonné síry.



Obr. 2 - Zahřívání síry.



Obr. 3 - Tavenina síry.

Plastickou síru připravíme tak, že kelímek s jednoklonnou sírou opět začneme zahřívát. Při teplotě 120 °C síra taje a rozpustí se na žlutou kapalinu, kterou vidíme na obrázku 3. Dalším zahříváním se tavenina mění, dochází k roztržení cyklických molekul  $S_8$  a vznikají otevřené řetězce síry. Tavenina se mění na tmavě hnědou viskózní kapalinu a nakonec na tmavě žlutou kapalinu s menší viskozitou. Kelímek uchopíme do chemických kleští a tuto kapalinu nalijeme do kádinky s vodou. V kádince rychlým ochlazením získáme plastickou síru.

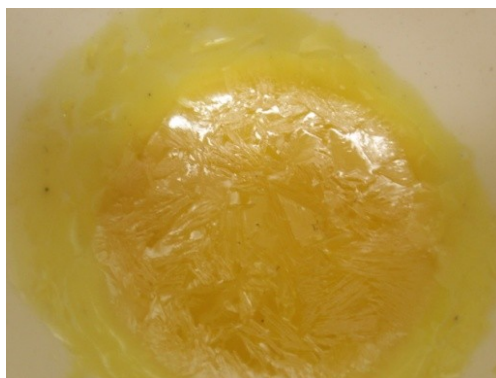
### Pozorování a vysvětlení:

Kosočtverečná síra (obr. 4) je stálá za normálních podmínek a získali jsme ji krystalizací z roztoku toluenu.

Jednoklonná síra (obr. 5) je stálá v rozmezí teplot od 95,5 °C do 119 °C. Při ochlazení se pomalu mění na síru kosočtverečnou. Získali jsme ji roztavením a následným pomalým chladnutím síry.



Obr. 4 - Kosočtverečná síra.



Obr. 5 - Jednoklonná síra.

Plastickou síru (obr. 6) jsme získali roztavením síry a jejím prudkým zchlazením ve vodě.

### **Závěr:**

Síra je alotropický prvek, to znamená, že je schopna krystalizovat ve více modifikacích. Za běžných podmínek je síra kosočtverečná a v této modifikaci se nachází v přírodě. Za

vyšších teplot je stabilní jednoklonná síra. Rychlým zchlazením roztavené síry lze získat plastickou síru.



Obr. 6 - Plastická síra.



## 7 II. TŘÍDA: SULFIDY A PODOBNÉ SLOUČENINY

Do této mineralogické třídy patří hlavně sulfidy, což jsou soli kyseliny sirovodíkové, ale také podobné sloučeniny jako selenidy, telluridy, arsenidy, bismutidy a antimonidy. Sulfidy a jim podobné sloučeniny, které patří do této skupiny minerálů, tvoří nejčastěji kovy: železo, kobalt, nikl, měď, stříbro, zinek, rtuť a olovo.

V dřívějších dobách se tyto minerály dělily podle staré hornické praxe na kyzy, které mají kovový lesk a nápadně světlou barvu, leštence s kovovým leskem, ale šedou nebo černou barvou a blejna a rudky, což jsou minerály s polokovovým leskem, které jsou v tenkých vrstvách průhledné. Protože se zvýšil počet dnes známých sulfidů, toto tradiční dělení ztratilo smysl, ale zůstaly nám tu po něm triviální názvy jako například kyz měděný, leštěnc olověný, blejno zinkové, jasnorudek, temnorudek a podobně.

Sloučeniny z této třídy se vyskytují hlavně na magmatických rudních ložiscích, ale vznikají i v prostředí hydrotermálních žil, cementační zóny i v sedimentárním prostředí a nacházíme je také v meteoritech. Z hospodářského hlediska tvoří nejdůležitější rudní ložiska na Zemi. Ložiska sulfidů a jim podobných sloučenin jsou důležitými zdroji neželezných kovů a polokovů. Povrchové části rudních ložisek jsou často zvětralé, protože v povrchových podmínkách jsou sulfidy málo stálé. Sulfidy se působením povrchové vody a atmosférického kyslíku rozkládají na sírany a vznikají pestré sekundární minerály, kterými mohou být oxidy a hydroxidy, uhličitany a fosforečnany, které tvoří tzv. „železný klobouk“ ložisek.

### 7.1 Pokusy ke kapitole sulfidy a podobné sloučeniny

Ke kapitole sulfidy a podobné sloučeniny byly vybrány tři pokusy. První pokus se týká velmi známého minerálu pyritu. Tento minerál je hojný a můžeme ho nalézt v různých částech ČR, například na Kaňku u Kutné Hory, Zlatých Horách v Jeseníkách (hydrotermální žíly), Hromnicích u Plzně, Chvaleticích u Přelouče (v břidlicích), v hnědém uhlí severočeských pánví. A jelikož jeho poznání není příliš obtížné, jde o minerál, který je možné snadno obstarat například během geologických exkurzí případně školních výletů. Pokus je vhodné provádět v digestoři nebo dobře větrané místnosti z důvodu vzniku sulfanu, jedovatého plynu s nepříjemným zápachem.

Druhý pokus vybraný k této kapitole se týká srážení sulfidů z roztoků solí. Velmi dobře demonstruje typickou vlastnost sulfidů tj. jejich malou rozpustnost, která je předurčuje k tomu, abychom je mohli v přírodě nalézat ve formě minerálů. Pokus je také

zajímavý z toho důvodu, že vzniklé sulfidy mají různé barvy. Tyto barvy však ne vždy odpovídají barvě vrypu nebo makroskopicky pozorovatelné barvě minerálů. Ne všechny minerály, které připravíme, během uvedeného pokusu, můžeme v přírodě běžně nalézt. Jiné jsou v přírodě běžné, například argentit, galenit.

Poslední pokus zařazený k této kapitole se týká vzniku sulfidu na suché cestě. V předcházejícím pokusu jsme demonstrovali vznik sulfidů srážením z roztoků. V tomto případě půjde o přípravu sulfidu železnatého z prvků v pevném stavu. I tento pokus je vhodné provádět v digestoři z důvodu zahřívání síry, protože při tom může vznikat jedovatý oxid siřičitý.

### 7.1.1 Kvalitativní analýza pyritu

#### Pomůcky a chemikálie:

4 zkumavky, 3 hodinová skla, stojánek na zkumavky, třecí miska s tloučkem, vodní lázeň, nálevka, filtrační papír, roztok HCl ( $w = 10\%$ ), roztok  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  ( $w = 5\%$ ), roztok  $\text{SCN}^-$  ( $w = 5\%$ ), roztok červené krevní soli  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  ( $w = 5\%$ ), roztok žluté krevní soli  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  ( $w = 5\%$ ), vzorek pyritu (disulfidu železnatého)

#### Pracovní postup:

V třecí misce rozmělníme vzorek pyritu, při tření pozorujeme změnu barvy – žluté krystalky se změní na černý prášek (viz obr. 7), barva tohoto prášku je vlastně vlastností daného minerálu, která se nazývá barva vrypu, barva vrypu může být stejná jako barva, kterou pozorujeme na větších krystalech, ale jak vidíme například u pyritu, může se lišit.



Obr. 7 - Vzorek pyritu rozmělněný na prášek.

Dále budeme pracovat v digestoři. Do zkumavky nasypeme trochu rozmělněného disulfidu železnatého. Ke vzorku přidáme asi 3 ml kyseliny chlorovodíkové, pokud vzorek nereaguje za studena, zahřejeme ho na vodní lázni. Při reakci pyritu s kyselinou chlorovodíkovou pozorujeme vývin plynu (pozor, je jedovatý), který identifikujeme přiblížením kousku filtračního papírku namočeného v dusičnanu olovnatém k ústí zkumavky. Roztok vzorku přefiltrujeme přes filtrační papír. K první části filtrátu přidáme roztok thiokyanatanových aniontů, k druhé části přidáme roztok žluté krevní soli a k třetí části filtrátu přidáme roztok červené krevní soli. Potom každý roztok nalijeme na jedno

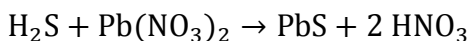
hodinové sklo, abychom mohli lépe pozorovat vzniklé zbarvení, a zapíšeme do protokolu pozorování.

### Pozorování a vysvětlení:

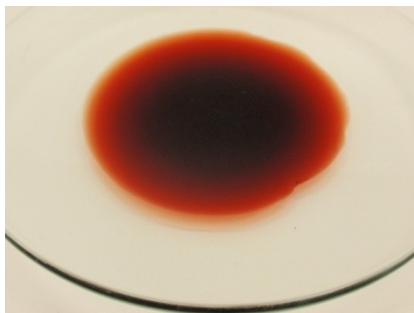
Při reakci pyritu s kyselinou chlorovodíkovou vzniká jedovatý plyn sulfan, který má charakteristický zápach po zkažených vejcích.



Tento plyn můžeme dokázat pomocí filtračního papírku namočeného do roztoku dusičnanu olovnatého, který se v přítomnosti sirovodíku zbarví do černa vzniklým sulfidem olovnatým (viz obr. 8).

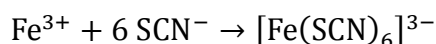


Obr. 8 - Důkaz unikajícího sulfanu pomocí filtračního papírku namočeného do roztoku dusičnanu olovnatého.

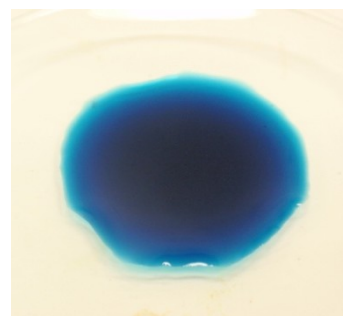


Obr. 9 - Filtrát po přidání roztoku thiokyanatanových aniontů nalitý na hodinovém skle, aby lépe vynikla barva.

Po přidání roztoku thiokyanatanových aniontů filtrát zčervená (viz obr. 9), protože v něm vzniká krvavě zbarvený komplex  $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$ , čehož se využívá při analytickém důkazu, že roztok obsahuje železité ionty.



Po přidání roztoku žluté krevní soli k druhé části filtrátu došlo ke vzniku modrého zbarvení (viz obr. 10), které je způsobeno komplexem  $\text{KFe}^{\text{III}}[\text{Fe}^{\text{II}}(\text{CN})_6]$ , který se nazývá berlínská modř. I tato reakce se v analytické chemii využívá pro důkaz železitých iontů. Tuto reakci můžeme zapsat chemickou rovnicí:



Obr. 10 - Filtrát po přidání roztoku žluté krevní soli nalitý na hodinovém skle, aby lépe vynikla barva.



Obr. 11 - Filtrát po přidání roztoku červené krevní soli.

K třetí části filtrátu jsme přidali roztok červené krevní soli. V této zkumavce také vznikla modrá sraženina (viz obr. 11). V tomto případě vznikl modrý komplex  $\text{KFe}^{\text{II}}[\text{Fe}^{\text{III}}(\text{CN})_6]$ , který se nazývá Turnbullova modř. Jeho vznik popisuje rovnice:



Tato reakce se v analytické chemii používá k důkazům železnatých iontů.

Z výsledků experimentu můžeme vyvodit, že v našem roztoku se nacházely ionty železitě i železnaté. To je pravděpodobně dáno tím, že v reakční směsi vzniká sulfan, který je dostatečně silné redukční činidlo, aby zredukoval ionty železitě na ionty železnaté.

### **Závěr:**

Reakcí s dusičnanem olovnatým jsme dokázali, že při rozkladu pyritu kyselinou chlorovodíkovou vzniká sulfan. Přidáním roztoku thiokyanatanových aniontů k roztoku vzorku, který se zbarvil červeně, jsme provedli důkaz železitých iontů. Přidáním roztoku žluté krevní soli jsme taktéž dokázali přítomnost železitých iontů. Přidáním roztoku červené krevní soli jsme dokázali ionty železnaté.

Analyticky jsme dokázali, že pyrit je sulfid železa. Použitými analytickými metodami ovšem nemůžeme určit jeho stechiometrické složení. Nemůžeme proto říci, že se jedná o disulfid železnatý.

Pyrit obsahuje železo, řadíme ho proto mezi rudy, i když k výrobě železa nebyl využíván. V minulosti byl pyrit používán pro výrobu kyseliny sírové, ale v dnešní době už se nevyužívá ani tento technologický postup a kyselina sírová se vyrábí jednodušší metodou ze síry, která se přímo těží.

### **7.1.2 Srážení sulfidů**

Upraveno dle citace (Čtrnáctová et al., 2000).

#### **Pomůcky a chemikálie:**

stojánek se zkumavkami, roztok  $\text{Na}_2\text{S}$  nebo sulfanová (sirovodíková) voda, kyselina chlorovodíková, roztok amoniaku, roztoky ( $w = 2\%$ )  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{CoCl}_2$ ,  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{NiCl}_2$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{SbCl}_3$ ,  $\text{ZnCl}_2$ , atlas minerálů, počítač s připojením k internetu

#### **Pracovní postup:**

Do zkumavek dáme po 1 ml roztoků solí  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{CoCl}_2$ ,  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{NiCl}_2$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{SbCl}_3$ ,  $\text{ZnCl}_2$ . Roztoky  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{SbCl}_3$  okyselíme několika kapkami kyseliny chlorovodíkové. K roztokům  $\text{CoCl}_2$ ,  $\text{NiCl}_2$ ,  $\text{ZnCl}_2$  přidáme pár kapek amoniaku. Do každé zkumavky přidáme asi 1 ml čerstvě připravené sulfanové vody nebo roztoku  $\text{Na}_2\text{S}$ .

### Pozorování a vysvětlení:

Sulfidy kovů jsou pevné látky, často velmi málo rozpustné ve vodě, proto se často nacházejí v přírodě jako minerály. Často mají charakteristické zabarvení, a proto se používají v analytické chemii k důkazům kationtů těchto kovů. Ne vždy je ovšem barva sulfidu vzniklého srážením z roztoku stejná, jako barva minerálu vzniklého v přírodě, kterou pozorujeme makroskopicky, někdy je dokonce odlišná i od barvy vrypu.

V jednotlivých zkumavkách proběhly reakce uvedené níže. U každého vzniklého sulfidu uvádím i mineralogický název, u některých sulfidů je názvů více, je to z toho důvodu, že se v přírodě daná látka nachází ve více modifikacích, některé tyto názvy by žáci měli ovládat, neboť se jedná o běžné minerály, u těch, které jsou uváděny v učebnicích geologie pro ZŠ i SŠ např. (Pauk et al., 1972; Bouška et al., 1984; Černík et al., 2007; Černík et al., 2010) je na tuto skutečnost upozorněno. Mezi těmito sulfidy jsou ale i látky, které se v přírodě téměř nevyskytují, jejich názvy jsou uváděny pro zajímavost a žáci je nemusí ovládat, u některých jsem nedohledala český název, proto jsem uvedla název anglický, přičemž jsem vycházela z dat uvedených na webové stránce <http://athena.unige.ch/mindata/minppcl.html>.

$\text{Ag}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}$  - černý, (obr. 12); akantit, argentit

Akantit je jednoklonná forma sulfidu stříbrného, při vyšší teplotě (nad 173 °C) přechází v krychlovou formu, která má název argentit. Akantit je černý až černošedý, jeho barva vrypu je také černá. Oba minerály můžeme najít např. v Jáchymově v Krušných horách.



Obr. 12 - Sulfid stříbrný.

$\text{Bi}^{3+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Bi}_2\text{S}_3$  - hnědý, (obr. 13); bismutin

Minerál bismutin je téměř bílý až šedý. Barva jeho vrypu je šedá. Je to nejdůležitější ruda bismutu. Nachází se na hydrotermálních rudních ložiscích spolu s dalšími sulfidy. Nejčastěji ho najdeme ve formě Jehlicovitých až sloupcovitých krystalů.



Obr. 13 - Sulfid bismutitý.

$\text{Cd}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CdS}$  - žlutý, (obr. 14); greenockit, hawleyit, xanthochroite

Všechny modifikace CdS jsou v přírodě vzácné, proto není nutné zapamatování si jejich názvů žáky. Greenockit je hexagonální, hawleyit krychlový a xanthochroite amorfni. Barva stejně jako vryp je žlutá, oranžová nebo červená. Povlaky greenockitu jsou popsány i z Příbrami.



Obr. 14 - Sulfid kademnatý.

$\text{Co}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CoS}$  - černý, (obr. 15); jaipurite

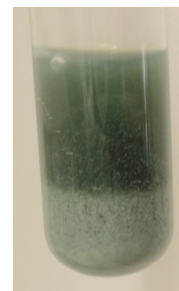
Jaipurite CoS je kovově šedý nevýznamný minerál. Jeho název samozřejmě žáci nemusí znát. V přírodě je častější disulfid kobaltnatý, ale ani ten není běžný.



Obr. 15 - Sulfid kobaltnatý.

$\text{Cr}^{3+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Cr}_2\text{S}_3$  - zelenošedý, (obr. 16); schreibersite (of Shephard)

Chrom tvoří v přírodě několik vzácných minerálů patřících do skupiny sulfidů. Mají různé poměry síry a chromu. Sulfid chromitý je známý jako syntetická fáze, předpokládá se však jeho výskyt v Bishopvillském meteoritu, který se našel v Jižní Karolině v USA. Název tohoto minerálu (pokud ho můžeme vůbec za minerál považovat) samozřejmě žáci nemusí znát.



Obr. 16 - Sulfid chromitý.

$\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CuS}$  - černý, (obr. 17); covellin

Covellin je modrý minerál s olověně šedou až černou barvou vrypu. Je to méně významná ruda mědi. V celistvé formě ho lze zpracovat jako šperkový kámen. V ČR ho najdeme např. na Cínovci.



Obr. 17 - Sulfid měďnatý.

$\text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{FeS}$  - černý, (obr. 18); troilit

Minerál troilit FeS má šedohnědou až bronzově hnědou barvu. Barva jeho vrypu je šedočerná. V zemské kůře je velmi vzácný, ale často ho můžeme najít v meteoritech, v kterých je naopak běžný.



Obr. 18 - Sulfid železnatý.

$\text{Ni}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{NiS}$  - černý, (obr. 19); millerit

Minerál millerit je mosazně či bronzově žlutý až nazelenalý. Barva jeho vrypu je zelenočerná. Jehlicovité krystaly tohoto minerálu pochází z kladenských hald, z Jáchymova a Příbrami v České republice.



Obr. 19 - Sulfid nikelnatý.

$\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{PbS}$  - hnědočerný, (obr. 20); galenit

Galenit je hojný minerál. Jeho barva je olověně šedá, často má namodralý odstín. Barva vrypu je také olověně šedá. Tento minerál je významný a žáci by měli znát název i vzhled. Je to nejdůležitější ruda



Obr. 20 - Sulfid olovnatý.



olova a také stříbra, které obsahuje jako příměs. Nachází se i ve formě velkých krystalů, které mají tvar krychle. V ČR se nachází v Příbrami a v Krušných horách.

$\text{Sb}^{3+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Sb}_2\text{S}_3$  - oranžový, (obr. 21); antimonit, metastibnit

Minerál antimonit (v některých zdrojích ho můžeme najít pod názvem stibnit) krystalizuje v kosočtverečné soustavě, má olověně šedou barvu, někdy může být namodralý. Barva jeho vrypu je olověně šedá až černošedá. Tento minerál je významný a žáci by měli znát název i vzhled. Je to nejdůležitější ruda antimonu. V ČR se antimonit nachází v Krušných horách. Metastibnit je amorfni a jeho barva je načervenalá až nafialovělá.



Obr. 21 - Sulfid antimonitý.

$\text{Zn}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{ZnS}$  - bílý, (obr. 22); sfalerit, wurtzit, mátraite

Sfalerit krystalizuje v krychlové soustavě, wurtzit v šesterečné a mátraite v klencové soustavě. Sfalerit a wurtzit jsou hojné minerály. Sfalerit je významný minerál a žáci by měli znát název i vzhled. Nahnědlé žlutý mátraite je vzácný a jeho jméno žáci nemusí znát. Sfalerit často obsahuje vysoký podíl železa a jiných prvků, proto je zbarven, jeho barva je obvykle žlutá, hnědočervená, hnědá až černá s modrým odstínem, méně často je čirý, červený nebo zelený. Barva jeho vrypu je žlutá až hnědá popřípadě bílá. Je to nejdůležitější ruda zinku a získávají se z něho i další prvky. Sfalerit se v ČR vyskytuje například na Cínovci, ale i jiných lokalitách. Wurtzit je méně stabilní modifikace sulfidu zinečnatého, vzniká při vyšších teplotách než sfalerit. Stejně jako sfalerit často obsahuje příměs železa a dalších prvků. Je oranžově až tmavě hnědý. Barva jeho vrypu je světle žlutá nebo hnědá. Je to méně významná ruda zinku. Wurtzit se v ČR nachází u Příbrami.



Obr. 22 - Sulfid zinečnatý.

### **Závěr:**

Sulfidy kovů jsou ve vodě málo rozpustné sloučeniny charakteristické barvy, jejich vznik je využíván ve velmi staré a známé analytické metodě, která nese název sulfanový systém. Připravují se srážením v kyselém nebo zásaditém prostředí z roztoků rozpustných solí sulfanovou vodou, což je voda, do které byl zaváděn sulfan, nebo roztokem sulfidu sodného. Barva v laboratoři připraveného sulfidu ovšem nemusí odpovídat barvě minerálu a dokonce ani barvě vrypu daného minerálu.

Sulfidy často nacházíme v přírodě ve formě minerálů. Tyto jsou v některých případech využívány pro získávání kovů. Na sulfidických ložiscích se obvykle nachází více druhů sulfidických minerálů. Některé sulfidy kromě hlavního kovu, který je uveden

v chemickém vzorci, obsahují také stopové množství jiného kovu, čehož se využívá například pro získávání stříbra.

### 7.1.3 Příprava sulfidu železnatého na suché cestě

Upraveno dle citace (Čtrnáctová et al., 2000).

#### Pomůcky a chemikálie:

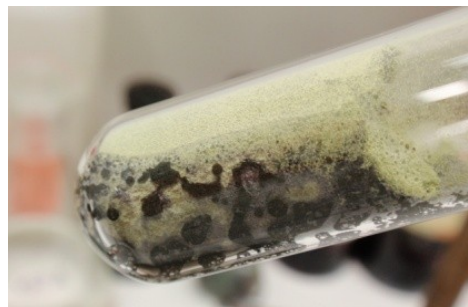
třecí miska s tloučkem, velká zkumavka, kahan, nehořlavá podložka, zápalky, držák na zkumavky, váha, práškové železo, síra

#### Pracovní postup:

Pokus provádíme v digestoři. Do velké zkumavky nasypeme dobře rozetřenou směs práškového železa a suché najemno rozetřené síry v poměru hmotností 2:1 tak, aby po mírném upěchování byla zkumavka naplněna do jedné třetiny. Zkumavku upevníme do držáku nad nehořlavou podložku a zahřejeme kahanem (viz obr. 23), vzniká sulfid železnatý (obr. 24).



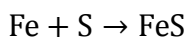
Obr. 23 - Průběh reakce.



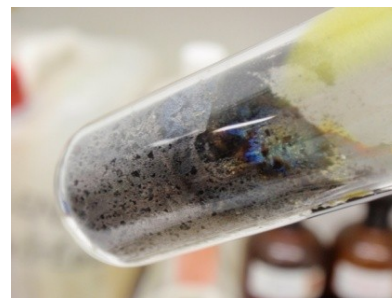
Obr. 24 - Částečně zreagované výchozí látky a produkt - sulfid železnatý.

#### Pozorování a vysvětlení:

Probíhá chemická reakce a vzniká černý sulfid železnatý (viz obr. 25).



Síra je tvořena nepolárními osmiatomovými molekulami. Atomy síry mají konfiguraci valenčních elektronů  $ns^2np^4$  a jsou výrazně elektronegovní. Proto se síra za zvýšené teploty snadno slučuje s ostatními prvky, zejména s kovy.



Obr. 25 - Sulfid železnatý.

#### Závěr:

Zahříváním směsi jemně rozetřeného železa a síry jsme připravili černý sulfid železnatý, který se v přírodě nachází jako minerál troilit, tento minerál není příliš běžný, najdeme ho zejména v některých meteoritech.



## 8 III. TŘÍDA: HALOGENIDY

Do této třídy patří sloučeniny halogenů, tj. fluoru, chloru, bromu a jodu, v oxidačním stavu -I. Dříve se halogeny nazývali solitvorné prvky. Tvoří navzájem velmi podobné sloučeniny slané a hořké chuti, většinou dobře rozpustné ve vodě, jejich vodné roztoky vedou velmi dobře elektrický proud, mají relativně vysoké body tání (díky iontovým vazbám), mají nekovový vzhled a dokonalou štěpnost. Jako kationty v těchto sloučeninách nejčastěji vystupují  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ , vzácněji také  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Hg}^+$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Cu}^+$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{NH}_4^+$  a prvky vzácných zemin. Nejčastěji se jedná i binární sloučeniny. Mnohé halogenidy obsahují ve svých krystalech hydrátovou vodu.

Vazby mezi atomy jsou velmi pevné, v krystalu se nachází ionty - kladně a záporně nabyté částice, protože krystal jako celek je elektroneutrální, musí se v krystalu nacházet stejný počet kationtů i aniontů. Protože se kladně a záporně nabyté částice přitahují, vznikne krystal, kde se tyto částice, kationty a anionty, pravidelně střídají. Například v krystalu chloridu sodného je každý atom sodíku obklopen šesti atomy chloru, které kolem něho tvoří oktaedr, neboli osmistěn, a každý atom chloru je taktéž obklopen šesti atomy sodíku tvořícími oktaedr.

Halogenidy jsou přirozeně většinou bezbarvé, ale přítomnost příměsí stopových prvků nebo radioaktivní záření, které naruší krystalovou mřížku, může způsobit, že mají intenzivní zabarvení. Jejich tvrdost a teplota tání závisí na vzdálenosti kationtů a aniontů v krystalové mřížce.

Halogenidy najdeme rozpuštěné v mořské vodě. Pokud byl v geologické minulosti nějaký mořský záliv od moře oddělen a začal postupně vysychat, došlo k vysrážení solí a utvořila se velká solná ložiska, která mimo jiné obsahují i halogenidy. Některé halogenidy například fluorit a kryolit mohou vznikat také hydrotermálně nebo pegmatiticky. Fluor je na rozdíl od ostatních halogenidů málo zastoupen ve vodách i vulkanických plynech, ale je soustředěn v magmatech a koncentruje se zvláště v posledních fázích tuhnutí magmatu.

Halogenidy jsou často minerály s vysokým ekonomickým významem. Halit je základní surovinou v mnoha průmyslových odvětvích, je také nezbytnou složkou potravy člověka. Fluorit a kryolit mají využití v metalurgii hliníku. Draselné a hořečnaté soli se využívají při výrobě hnojiv, mýdel, skla, keramiky textilu, barviv, léků, výbušnin, zápalek.

## 8.1 Pokusy ke kapitole halogenidy

K této kapitole byly vybrány dva pokusy. První z nich se týká halitu - kamenné soli. Ten je běžně dostupný jako chemikálie, pokud pokus chcete provádět přímo s geologickým vzorkem, halit se nachází nejbližší v Polsku například Wieliczka, na Slovensku Solivar u Prešova, nebo v Rakousku Solná Komora. Také je možnost koupit hrubě krystalický halit (velikost krystalů až 10 cm) v obchodech se zdravou výživou například pod názvem Himálajská sůl. Pokus je jednoduchý, na jeho realizaci není nutné žádné drahé vybavení a je nenáročný na čas.

Druhým pokusem demonstrujeme vlastnosti fluorovodíku, který uvolníme z minerálu fluoritu. Tento pokus je časově náročnější, z důvodu delšího času, který je nutný k leptání skla. Proto doporučuji tyto dva pokusy spojit do jednoho laboratorního cvičení a nejdříve provést tento pokus a během samotného leptání zrealizovat pokus analýza halitu. Místo do digestoře můžeme lékovku s leptaným sklem dát za okno na venkovní parapet.

### 8.1.1 Důkaz chloridových aniontů v halitu

Upraveno dle citace (Čtrnáctová et al., 2000).

#### Pomůcky a chemikálie:

zkumavky, stojánek na zkumavky, roztok  $\text{AgNO}_3$  ( $w = 5\%$ ), roztok  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  ( $w = 5\%$ ), vzorek halitu (chloridu sodného)

#### Pracovní postup:

Do dvou zkumavek nasypeme trochu chloridu sodného, který rozpustíme v 2 až 3 ml vody. Do první zkumavky přidáme asi 1 ml roztoku dusičnanu stříbrného. A do druhé zkumavky přidáme asi 1 ml dusičnanu olovnatého.

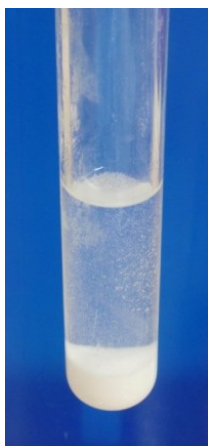
#### Pozorování a vysvětlení:

V první zkumavce vzniká bílá sraženina chloridu stříbrného (viz obr. 26), která na světle pomalu tmavne, protože se v ní vylučuje stříbro. Vznik sraženiny chloridu stříbrného popisuje následující chemická rovnice:



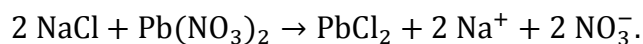
Obr. 26 - Sraženina chloridu stříbrného.





Obr. 27 - Sraženina chloridu olovnatého.

V druhé zkumavce vznikla bílá sraženina chloridu olovnatého, kterou můžeme vidět na obrázku 27. Tento děj můžeme zapsat následující chemickou rovnicí:



#### **Závěr:**

Chlorid sodný, který se v přírodě nalézá jako minerál halit, je ve vodě rozpustný. Jeho roztok reaguje s dusičnanem stříbrným a dusičnanem olovnatým za vzniku bílé sraženiny, což dokazuje, že halit obsahuje chloridové anionty. Obdobným způsobem lze dokázat přítomnost chloridových aniontů i v jiných minerálech nebo mořské či minerální vodě.

### **8.1.2 Leptání skla**

Pokus je upraven podle námětu z výuky.

#### **Pomůcky a chemikálie:**

umělohmotná lékovka nebo jiná menší nádobka (například plastový obal od filmu do fotoaparátu), skleněná destička, třecí miska s tloučkem, kovová špachtle, svíčka,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (w = 50 %), vzorek fluoritu (fluoridu vápenatého)

#### **Pracovní postup:**

Zapálíme svíčku a vosk nakapeme na skleněnou destičku tak, aby vytvořil souvislou vrstvu. Do vosku vyryjeme kovovou špachtlí obrazec podle vlastní fantazie tak, aby byl vosk odstraněn až na sklo, obrazec by neměl být větší, než je průměr plastové lékovky, ve které budeme provádět pokus.

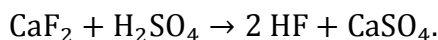
Do umělohmotné lékovky dáme asi 5 g, ve třecí misce najemno rozetřeného, fluoritu. Lékovku umístíme do digestoře, protože během pokusu bude vznikat jedovatý plyn a přidáme asi 10 ml roztoku kyseliny sírové a zakryjeme ji skleněnou destičkou s vyrytým obrázkem navoskovanou stranou dolů (viz obr. 28) a necháme ji leptat nejméně půl hodiny. Po půl hodině vyjmeme skleněnou destičku z digestoře, opláchneme ji vodou a odstraníme vosk.



Obr. 28 - Leptání skleněné destičky fluorovodíkem.

### Pozorování a vysvětlení:

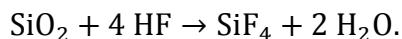
Fluorit se za vývoje plynu rozkládal působením kyseliny sírové. Tento plyn byl fluorovodík a jeho vznik popisuje následující chemická rovnice:



Fluorovodík, který vznikl reakcí uvedenou výše, leptá sklo, což se projeví jeho zmatněním. Výsledek experimentu vidíme na obrázku 29. Fluorovodík se sklem, které si můžeme zjednodušeně představit jako  $\text{SiO}_2$ , reaguje podle následující rovnice:



Obr. 29 - Skleněná destička s matným  
obrázkem v místech, kde docházelo ke styku  
skla s HF.



### Závěr:

Minerál fluorit reaguje s kyselinou sírovou za vzniku plynného fluorovodíku. Tento plyn leptá sklo, se kterým reaguje za vzniku fluoridu křemičitého. Podobně jako reaguje se sklem, reaguje i s jinými látkami křemičitanové povahy, které jsou vůči jiným minerálním kyselinám inertní, čehož se používá nejen při dekorativním leptání skla, ale i při analýzách křemičitanů.

## 9 IV. TŘÍDA: OXIDY A HYDROXIDY

Oxidy jsou sloučeniny kyslíku s jiným prvkem. S kyslíkem se ochotně slučuje mnoho prvků, tomuto ději se říká oxidace. Oxidace může být rychlá, například hoření, nebo pomalá, například rezavění železa. Oxidy mohou být jednoduché, ty obsahují pouze jeden druh kationtů, nebo mohou obsahovat více druhů kationtů, v případě, že obsahují dva různé kationty, říkáme jim podvojně. Hydroxidy obsahují hydroxidovou skupinu  $\text{OH}^-$ . Do čtvrté mineralogické třídy kromě oxidů a hydroxidů patří také arsenitany, seleničitany, teluritany a jodičnany, všechny tyto minerály bez výjimky ovšem patří mezi minerály vzácné, které mají nulový praktický význam.

Sloučeniny z této třídy se vzhledem vzájemně velmi liší. Společnými charakteristickými znaky oxidů železa, manganu a chromu je, že mají převážně tmavou až černou barvu a kovový, nebo polokovový lesk. Co mají ovšem všechny tyto látky společné je relativně vysoká teplota tání, protože jejich krystalové mřížky jsou velmi pevné. Ion kyslíku je v porovnání s většinou kationtů kovů velký, proto si strukturu těchto látek můžeme představit, jako hustě uspořádané velké koule kyslíku a v dutinách mezi nimi menší atomy kovů. Na velikosti kationtu kovu závisí, zda jsou obklopeny čtyřmi, šesti, osmi nebo dvanácti záporně nabytými ionty kyslíku. Kromě oxidů, kde nalezneme pouze jeden druh kationtů kovu, se v přírodě nachází také oxidy, kde jsou přítomny dva druhy kationtů, těmto sloučeninám se říká podvojně oxidy a patří mezi ně například spinel  $\text{MgAl}_2\text{O}_4$ .

Oxidy můžeme nalézt přirozeně tam, kde prvky nebo sloučeniny přichází do styku s atmosférickým kyslíkem. Nejruznější minerály zvětrávají na oxidy nebo hydroxidy. Zvětrávání je rychlejší v tropických oblastech, díky zvýšené teplotě a dostatku vody. Například křemičitany se nejdříve mění na jílové minerály a ty se pozvolna přemění na oxidy a hydroxidy. Z takto vzniklých sloučenin se v průběhu metamorfózy mohou vytvořit jiné oxidy. Oxidy a hydroxidy mohou také vznikat sopečnou podmořskou činností, ale také během magmatických či metamorfních procesů.

Mezi oxidy a hydroxidy patří řada hospodářsky velmi významných minerálů například křemen, magnetit, hematit, uranin, ilmenit, chromit a korund. Některé z těchto minerálů se využívají jako zdroj kovů, jiné mají využití v jiných odvětvích průmyslu, například ve stavebnictví nebo ve sklářství.

## 9.1 Pokusy ke kapitole oxidy a hydroxidy

K této kapitole byl vybrán pokus s názvem limonit. Nejde o minerál ve smyslu dnes platné definice, protože se jedná o směs různých hydroxidů železa, které jsou nejčastěji produktem zvětrávání. Experiment je nenáročný na laboratorní vybavení. Při žíhání limonitu připravíme jiný minerál patřící do čtvrté mineralogické třídy - magnetit. Tato přeměna se děje i v přírodních podmínkách během regionální metamorfózy.

### 9.1.1 Limonit

Upraveno dle citace (Turanová et al., 2002).

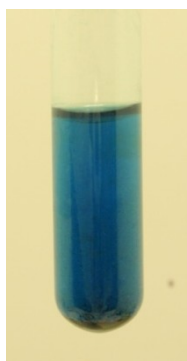
#### Pomůcky a chemikálie:

dvě zkumavky, třecí miska s tlučkem, žíhací kelímek, kahan, trojnožka, trianl, zápalky, magnet, bílý kancelářský papír,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $w = 10\%$ ), roztok žluté krevní soli  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  ( $w = 5\%$ ), vzorek limonitu

#### Pracovní postup:

Vzorek limonitu nejemno rozetřeme v třecí misce, přiložíme přes papír magnet a zapíšeme naše pozorování. Část vzoru dáme do zkumavky a přilijeme roztok kyseliny sírové, čímž převedeme limonit do roztoku. Část takto vzniklého roztoku odlijeme do zkumavky a přidáme k němu trochu roztoku žluté krevní soli.

Do žíhacího kelímku dáme asi 4 g nejemno



Obr. 31 - Důkaz železitých iontů v roztoku žlutou krevní solí.

rozetřeného limonitu a žíháme nad plamenem kahanu, jak je ukázáno na obrázku 30. Po pěti minutách intenzivního žíhání necháme žíhací kelímek se vzorkem vychladnout. K vychladlému vzorku přiložíme přes papír magnet a zapíšeme naše pozorování.



Obr. 30 - Žíhání limonitu nad kahanem.

#### Pozorování a vysvětlení:

Po přilítí roztoku žluté krevní soli k našemu vzorku došlo ke vzniku modrého zabarvení, které vidíme na obrázku 31. Toto zbarvení je způsobeno komplexem, který se nazývá berlínská modř. Proběhla chemická reakce, kterou popisuje následující chemická rovnice:



Roztokem žluté krevní soli jsme dokázali, že roztok vytvořený z limonitu obsahuje železité ionty. Limonit je směs různých hydroxidů železa, nejčastěji s převahou goethitu, což je hydroxid oxid železitý. V přírodě se vyskytuje jako produkt zvětrávání minerálů, které obsahují železo. Rez, která se nachází na povrchu předmětů vyrobených ze železa, má podobné složení.



Obr. 32 - Magnetické vlastnosti magnetitu.

Při žhání limonitu dochází uvolňování vody a kyslíku, nemagnetický limonit přechází na magnetit - oxid železnato-železitý, který je tmavší a má magnetické vlastnosti. Vznik magnetitu jsme ověřili tím, že jsme magnetem ověřili jeho magnetické vlastnosti (viz obr. 32).



### **Závěr:**

Analytickou metodou jsme ověřili přítomnost trojmocného železa v limonitu.

Při žhání jsme z limonitu připravili magnetit, což jsme dokázali pomocí jeho magnetických vlastností.

## 10 V. TRÍDA: DUSIČNANY, UHLIČITANY A BORITANY

Tato třída obsahuje soli formálně odvozené od několika kyselin, jsou to kyselina dusičná  $\text{HNO}_3$ , kyselina uhličitá  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , kyselina trihydrogenboritá  $\text{H}_3\text{BO}_3$  (soli této poslední kyseliny se někdy vyčleňují do samostatné třídy) a méně časté soli odvozené od kyseliny siřičité  $\text{H}_2\text{SO}_3$ . Všechny obsahují aniont složený z tří atomů kyslíku a jednoho atomu jiného prvku, tento prvek je v porovnání s kyslíkem malý a právě zaplní prostor mezi třemi atomy kyslíku. Aniont je planární (rovinový) a má tvar pravidelného trojúhelníku.

Sůl vznikne nahrazením jednoho, nebo více vodíků z kyseliny kationtem kovu. Jako kationty vystupují nejčastěji v těchto minerálech  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ , méně často  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $(\text{UO}_2)^{2+}$  a kationty prvků vzácných zemin. V přírodě často vznikají vedle jednoduchých solí i soli, které mají více druhů aniontů (jako další anionty jsou známy skupiny  $\text{OH}^-$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ) nebo více druhů kationtů, případně i krystalovou vodu. Běžné je izomorfní zastupování  $\text{Ca}^{2+}$  -  $\text{Fe}^{2+}$  -  $\text{Mg}^{2+}$  -  $\text{Mn}^{2+}$  (například v řadě kalcitu),  $\text{Ca}^{2+}$  -  $\text{Sr}^{2+}$  -  $\text{Pb}^{2+}$  (například v řadě aragonitu).

Všechny dusičnany jsou snadno rozpustné ve vodě, proto je jako minerály můžeme najít pouze v teplých a suchých podnebných oblastech. Proto je u nás nenajdete. Většinou jsou to produkty vzniklé vypařováním ze slaných moří. Dusičnany jsou surovinou zejména pro výrobu dusíkatých hnojiv.

Uhličitany jsou méně rozpustné a například kalcit se usazuje na dně moří ve velkých mocnostech. Tyto velké mocnosti karbonátů vznikají sedimentací tělních schránek organismů. Často podléhají metamorfóze, při které se z kalcitu tvoří mramor. Dešťová voda, která je bohatá na rozpuštěný oxid uhličitý kalcit pomalu rozpouští za vzniku krasových útvarů. Uhličitany mohou také vznikat zvětráváním sulfidických ložisek působením vody a atmosféry, například malachit a azurit. Většina karbonátů je v čisté formě bezbarvá, často se ale objevuje zbarvení způsobené buď poruchami krystalové mřížky, nebo přítomností příměsí, které způsobují zbarvení. Existují ovšem i zbarvené karbonáty, karbonáty mědi jsou nejčastěji zelené nebo modré, manganu růžové, kobaltu růžové nebo červené, uranu žluté. Přítomnost iontových vazeb ve strukturách karbonátů způsobuje jejich vynikající štěpnost a skelný lesk na štěpných plochách. Karbonáty patří k významným nerostným surovinám.

Boritany vznikají převážně sedimentárně jako produkt vypařování, jsou těžko rozpustné. Můžeme je formálně odvodit od kyseliny borité a jejích polymerů. Jejich



struktury mohou proto připomínat jak karbonáty, tak i silikáty. Tvoří velké množství druhů minerálů, které ovšem patří mezi méně hojné až vzácné. Boritany představují jediný průmyslový zdroj bóru, který se využívá v mnoha průmyslových odvětvích od farmacie až po jadernou energetiku.

## 10.1 Pokusy ke kapitole dusičnany, uhličitany a boritany

Dva pokusy vybrané pro tuto kapitolu se týkají kalcitu. Tento minerál je i v naší republice velmi běžný a najdeme ho například v Českém i Moravském krasu, kde ho můžeme nasbírat dostatek pro naše experimenty. Třetí experiment se zabývá rozlišováním uhličitánů mezi sebou.

V prvním pokusu jsme dokázali, že kalcit je uhličitan. Jedná se o snadný a časově nenáročný pokus.

Druhý pokus, při kterém jsme pálili vápenec, je časově náročnější, ale opět při něm pracujeme pouze s pomůckami běžně dostupnými v každé školní chemické laboratoři. Student se při něm seznámí s několika různými chemickými reakcemi, které probíhají při zpracování vápence a využívání produktů tohoto zpracování. A také s chemickými přeměnami, kterým podléhá vápenec v přírodě.

Třetí pokus je velmi zajímavý z důvodu rozeznávání uhličitánů mezi sebou. Uhličitany se navzájem v mnoha případech makroskopicky nedají rozlišit. Poměrně jednoduchá zkouška založená na chemických barvicích metodách nám pomůže identifikovat jednotlivé uhličitanové minerály.

### 10.1.1 Rozklad uhličitanu vápenatého působením silné kyseliny

Upraveno dle citace (Čtrnáctová et al., 2000).

#### **Pomůcky a chemikálie:**

zkumavka, stojánek na zkumavky, skleněná tyčinka, roztok  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $w = 20\%$ ), roztok  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  ( $w = 10\%$ ), třecí miska s tloučkem, vzorek kalcitu (uhličitanu vápenatého), kladívko, dřevěná podložka

#### **Pracovní postup:**

Na dřevěné podložce kladívkem rozdrťme vzorek kalcitu – uhličitanu vápenatého (viz obr. 33). Jeho kousky potom rozmělníme v třecí misce. Do zkumavky nasypeme trochu rozmělněného



Obr. 33 - Vzorek kalcitu.

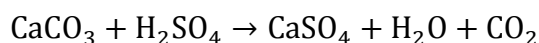
uhličitanu vápenatého a přidáme kyselinu sírovou. O unikajícím oxidu uhličitým se přesvědčíme tak, že k ústí zkumavky přiblížíme skleněnou tyčinku namočenou do roztoku hydroxidu barnatého (viz obr. 34). Kapka hydroxidu barnatého se zakalí uhličitanem barnatým.



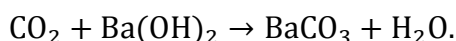
Obr. 34 - Identifikace unikajícího oxidu uhličitého.

### **Pozorování a vysvětlení:**

Působením silné anorganické kyseliny (můžeme použít kteroukoli kyselinu, která je silnější, než kyselina uhličitá a nemusí být ani anorganická) se uhličitany rozkládají za vzniku oxidu uhličitého. Jde v principu o vytěsnění slabší kyseliny z její soli kyselinou silnější.



Vznik bílé sraženiny uhličitanu barnatého vyjadřuje rovnice:



### **Závěr:**

Při rozkladu uhličitanu vápenatého kyselinou sírovou vzniká oxid uhličitý, který jsme dokázali pomocí hydroxidu barnatého, který s oxidem uhličitým reaguje za vzniku bílé sraženiny uhličitanu barnatého.

Tímto způsobem jsme dokázali, že kalcit je uhličitan. Stejným způsobem můžeme analyzovat karbonátovou aniontovou skupinu i u ostatních uhličitanových minerálů například dolomitu, sideritu, aragonitu a magnezitu.

### **10.1.2 Příprava a reakce hydroxidu vápenatého**

Upraveno dle citace (Čtrnáctová et al., 2000). V kapitole je využíván zdroj: (Mareček et al., 1998).

#### **Pomůcky a chemikálie:**

porcelánový kelímek, trojnožka (popřípadě stojan, klema a kruh), trojhran, kahan, kádinka (100 ml), lžička na chemikálie, skleněná tyčinka, skleněná trubička, zkumavky, stojánek na zkumavky, držák na zkumavku, nálevka, filtrační papír, vzorek kalcitu (uhličitanu vápenatého), roztok HCl (w = 10 %), indikátor fenolftalein

### Pracovní postup:

Do porcelánového kelímku nasypeme asi 3 g uhličitanu vápenatého rozetřeného v třecí misce. Kelímek dáme do trojhranu na trojnožce (popřípadě upevníme do stojanu) a žíháme asi 15 min (viz obr. 35). Po vychladnutí vysypeme vyžíhanou směs, která obsahuje převážně pálené vápno, z kelímku do kádinky.



Obr. 35 - Žíhání uhličitanu vápenatého.

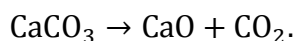
Na kousek páleného vápna přikapáváme vodu. Při reakci se vyvíjí teplo, přidaná voda se částečně mění v páru. Přidáme pomalu další množství vody. Hydroxid vápenatý je ve studené vodě málo rozpustný, v teplé ještě méně. Získáme tzv. „vápenné mléko“ a po jeho filtraci „vápennou vodu“, tj. roztok  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

Asi 3 ml vápenné vody nalijeme do dvou zkumavek. Do roztoku v první zkumavce přidáme několik kapek indikátoru fenolftaleinu – roztok se zbarví červenofialově. Do roztoku v druhé zkumavce opatrně vydechujeme skleněnou trubičkou oxid uhličitý. Roztok se zakalí. S vydechováním oxidu uhličitého pokračujeme tak dlouho, až získáme opět čirý roztok. Málo rozpustný uhličitan vápenatý reaguje s oxidem uhličitým za vzniku dobře rozpustného hydrogenuhličitanu vápenatého.

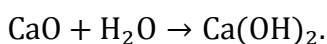
Získaný roztok hydrogenuhličitanu povaříme a pak ze zkumavky vylijeme. Na stěnách zkumavky se vyloučí uhličitan vápenatý. Tímto způsobem vzniká z tvrdé vody tzv. kotelní kámen. Zkumavku vyčistíme kyselinou chlorovodíkovou.

### Pozorování a vysvětlení:

Při zahřívání uhličitanu vápenatého probíhá rozklad podle rovnice:



Oxid vápenatý, pro který se používá také název pálené vápno, reaguje s vodou za vzniku hydroxidu vápenatého, který se nazývá hašené vápno, ve stavebnictví se tento proces nazývá hašení vápna. Můžeme ho zapsat chemickou rovnicí:

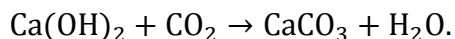


Červenofialové zbarvení přidaného indikátoru fenolftaleinu k vápenné vodě dokazuje, že roztok má zásadité pH (viz obr. 36).



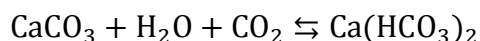
Obr. 36 - Vápenná voda s několika kapkami fenolftaleinu.

Při vydechování oxidu uhličitého do roztoku vápenné vody vzniká uhličitan vápenatý podle rovnice:



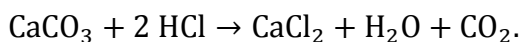
Rovnice zmíněná výše vystihuje princip tuhnutí malty, malta je směs písku, hašeného vápna a vody. Její tvrdnutí je způsobeno reakcí hydroxidu vápenatého se vzdušným oxidem uhličitým. Ztvrdlá malta obsahuje uhličitan vápenatý.

Při vydechování oxidu uhličitého do suspenze uhličitanu vápenatého vzniká rozpustný hydrogenuhličitan vápenatý.



Tato reakce, probíhající oběma směry, je základem vzniku krasových jevů. Pokud je totiž ve vodě protékající krasovou oblastí přítomný oxid uhličitý, dochází k přeměně nerozpustného uhličitanu vápenatého na rozpustný hydrogenuhličitan vápenatý. Při poklesu koncentrace oxidu uhličitého ve vodě probíhá reakce opačným směrem a vznikají krápníky.

Při mytí zkumavky kyselinou chlorovodíkovou probíhá reakce:



### **Závěr:**

Při tepelném rozkladu uhličitanu vápenatého vzniká oxid vápenatý, této reakce se využívá při výrobě páleného vápna. Oxid vápenatý reaguje s vodou za vzniku zásaditého hydroxidu vápenatého. Při reakci hydroxidu vápenatého s oxidem uhličitým vzniká uhličitan vápenatý. Tyto rovnice vystihují princip výroby a tuhnutí malty. Uhličitan vápenatý se v nadbytku oxidu uhličitého přeměňuje na hydrogenuhličitan vápenatý. Tato reakce, která může probíhat oběma směry, je základem vzniku krasových jevů.

### **10.1.3 Barvicí zkoušky na uhličitany**

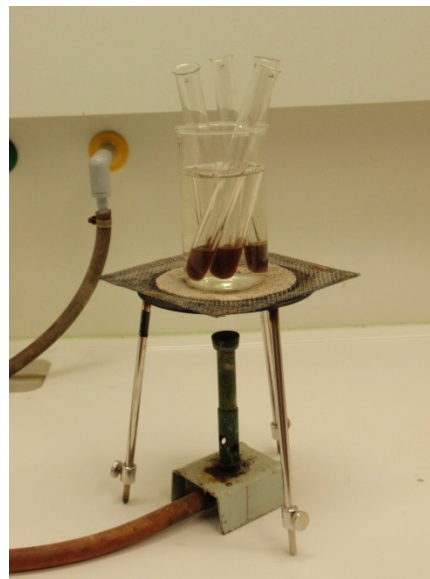
Upraveno dle citace (Turanová et al., 2002).

#### **Pomůcky a chemikálie:**

zkumavky, stojánek na zkumavky, kádinka, trojnožka, azbestová síťka, zápalky, voda, roztok alizarinsulfonanu sodného (0,1 - 0,15 M), roztok hydroxidu sodného nebo draselného (w = 25 %), vzorky uhličitanových minerálů - magnezit, dolomit, ankerit, kalcit, aragonit, siderit

### Pracovní postup:

Barvicí činidlo připravíme smícháním 0,1 až 0,15M roztoku alizarinsulfonanu sodného s 25% roztokem hydroxidu sodného nebo draselného v poměru 1:1. Barvení se provádí za horka tak, že zrna jednotlivých minerálů dáme do zkumavek a na vodní lázni (viz obr. 37), je přivedeme k varu a necháme vařit několik minut. Potom vzorek vyndáme z barvicího činidla a opláchneme ho ve vodě. Na základě získaného zbarvení určíme, o jaký uhličitánový minerál se jedná, protože jednotlivé minerály mají různou reaktivitu. Magnezit se zbarví intenzivně fialově, dolomit a ankerit světle fialově, kalcit a aragonit zůstanou nezbarvené a siderit bude hnědočerný.



Obr. 37 - Barvení uhličitánů pomocí alizarinsulfonanu sodného.

### Pozorování a vysvětlení:

Po vyndání jednotlivých uhličitánů z barvicí lázně jsme pozorovali jejich různé zbarvení. Vzorek jedna byl magnezit, protože se zbarvil intenzivně fialově. Vzorek dva byl dolomit, který se zbarvil světle fialově. Třetí vzorek byl kalcit, který zůstal nezbarvený. Čtvrtý vzorek se zbarvil hnědočerně a byl to tudíž siderit.

### Závěr:

Jednotlivé uhličitánové minerály se od sebe nedají makroskopicky dobře rozeznat. Pro jejich určení se proto používají chemické metody. Tyto minerály jsme od sebe rozlišili pomocí barvení alizarinsulfonatem sodným v alkalickém prostředí. Vzorek jedna byl magnezit a zbarvil se tmavě fialově. Druhý vzorek byl dolomit, který získal světle fialové zbarvení. Třetí vzorek zůstal nezbarvený, protože se jednalo o kalcit. Čtvrtý vzorek získal černohnědou barvu, protože se jednalo o siderit.

## 11 VI. TŘÍDA: SÍRANY

Do této mineralogické třídy patří soli odvozené od kyseliny sírové  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , kyseliny chromové  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ , kyseliny molybdenové  $\text{H}_2\text{MoO}_4$  a kyseliny wolframové  $\text{H}_2\text{WO}_4$ . Při nahrazení jednoho, nebo obou vodíků z kyseliny kationtem nějakého kovu získáme sůl. Jako kationty v této mineralogické třídě nejčastěji vystupují  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ , méně často také  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ . Aniontová skupina je tvořena poměrně malým centrálním atomem a čtyřmi velkými kyslíky, které jsou kolem něho uspořádány ve vrcholech tetraedru. Tetraedry jsou ve strukturách vždy přítomny osamoceně, nespojují se do struktur podobných silikátům, nebo boritanům. V krystalové struktuře jsou jednotlivé tetraedry propojeny kladně nabitými atomy kovu, vazba mezi tetraedry a kationty kovu je ve většině případů iontová. Řada síranů obsahuje kromě síranové skupiny ještě jiné anionty, nejčastěji hydroxylový  $\text{OH}^-$ , fluoridový  $\text{F}^-$  nebo chloridový  $\text{Cl}^-$  případně i krystalovou vodu. Sírany olova, vápníku, stroncia a barya se ve vodě těžko rozpouští, většina ostatních síranů je ve vodě snadno rozpustná a proto se v přírodě nachází méně často. Chromany tvoří žluté, oranžové a červené soli, které jsou většinou rozpustné ve vodě. Zatímco některé sírany patří mezi běžné minerály, které jsou i průmyslově využívané, chromany, molybdenany a wolframany jsou v přírodě vzácné a jejich počet není velký.

Dříve se sírany s obsahem krystalové vody dělily do dvou skupin. Skalice, které se vyznačují pestrými barvami, jejich molekuly obsahují pouze atomy jednoho kovu. Patří mezi ně skalice zelená (melantherit, síran železnatý), skalice modrá (chalkantit, síran měďnatý), skalice bílá (goslarit, síran zinečnatý), taktéž bílý síran hořečnatý - epsomit, síran nikelnatý, který je smaragdově zelený a jahodově červený síran kobaltnatý. Druhou skupinu tvořily kamence. Což jsou podvojně sírany, tedy soli, jež obsahují ve svých molekulách dva různé atomy kovu, jejich obecný vzorec je  $\text{M}^+\text{M}^{3+}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ . Jako příklad si můžeme uvést kamenec (síran) draselno-hlinitý, kamenec draselno-železitý, nebo draselno-chromitý.

Minerály, které patří do této třídy, v naprosté většině vznikly jako evapority zejména z mořské vody, reakcí oxidů síry vzniklých při vulkanické činnosti s okolními horninami, hydrotermálně nebo jako produkty zvětrávání. Sírany, které jsou v mnoha případech méně stabilní, se nalézají v železném klobouku sulfidických ložisek nebo jsou to usazeniny z moří nebo jezer. V suchých oblastech sírany krystalizují ze vztlínající podzemní vody v blízkosti zemského povrchu a tvoří tak známé pouštní růže ze sádrovce.

Chromany, molybdenany a wolframany jsou nápadné svým pestrým zbarvením v oxidačních zónách sulfidických ložisek. Výjimku představuje baryt, který často tvoří hlušinu v hydrotermálních rudních žilách.

## 11.1 Pokusy ke kapitole sírany

Pokusy vybrané k této kapitole se bez výjimky týkají síranů. První pokus zařazený k této kapitole se týká sádrovce, minerálu, který se používá na výrobu sádry. Demonstruje výrobu tohoto materiálu z přírodních zdrojů. Tímto pokusem můžeme žákům ukázat, kde se berou základní suroviny pro výrobu věcí, které nás obklopují. Sádrovec je běžný minerál, který se nachází i v ČR, kde ho můžeme sbírat například v Kateřinkách a Kobeřicích u Opavy. V Kobeřicích u Opavy je sádrovec dodnes těžen pro průmyslové zpracování, je to jediné místo v ČR, kde se dnes tato nerostná surovina těží.

Další dva pokusy demonstrují vlastnosti chalkantitu neboli modré skalice. Tento minerál není v přírodě příliš běžný, ale pro pokusy postačí i technický síran měďnatý. Opět je vhodné oba pokusy spojit do jednoho laboratorního cvičení. Nejdříve připravit nasycený roztok síranu měďnatého, který necháme krystalizovat a mezitím pracovat na určení množství krystalové vody v modré skalici. Oba pokusy jsou nenáročné na laboratorní vybavení.

### 11.1.1 Výroba sádry

V kapitole je využíván zdroj: (Mareček et al., 1998).

#### **Pomůcky a chemikálie:**

třecí miska s tloučkem, žíhací kelímek, kleště, kahan, zápalky, váhy, plastová formička (např. z bonboniéry), voda, vzorek sádrovce ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ )

#### **Pracovní postup:**

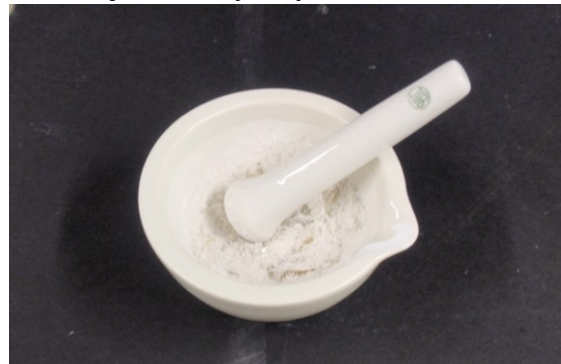
Sádra, s kterou pracují například umělci, se vyrábí ze sádrovce, nebo z odpadních produktů vznikajících při odsiřování elektráren, které mají ovšem stejné chemické složení. Sádrovec, který je dihydrát se zahříváním převede na hemihydrát - sádru. Při tuhnutí sádry dochází k opačnému procesu, hemihydrát přechází na dihydrát. Při tuhnutí sádry se uvolňuje krystalizační teplo.



Sádrovec, viz obr. 38, je minerál, na kterém můžeme, díky zapuklým úhlům na krystalech, dobře pozorovat, že často tvoří dvojčatné krystaly. Vzorek sádrovice



Obr. 38 - Krystaly sádrovice.



Obr. 39 - Sádrovec rozetřený v třecí misce.

najemno rozetřeme v třecí misce, na obrázku 39 (po menších částech, ne najednou). Sádrovec obsahuje ve svých krystalech vázané dvě molekuly krystalové vody. Sádru připravíme tak, že budeme sádrovec zahřívat tak, aby se část krystalové vody uvolnila, literatura uvádí přibližně na 130 °C. Protože se má uvolnit pouze část vázané vody, je nutné postupovat opatrně a nezahřívat příliš prudce ani příliš dlouho. V ideálním případě bychom měli připravit hemihydrát  $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ . Pokud bychom pro přípravu navázili 5 g sádrovice, měli bychom získat 4,2 g sádry, tímto můžeme překontrolovat, zda jsme sádrovec zahřívali správně dlouho.

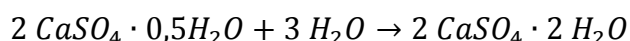
Sádru smísíme s vodou tak, aby se z ní stala hustá kaše, takto připravenou směs necháme ztuhnout v předem připravené plastové formě vyrobené například z bonboniérového obalu.

#### **Pozorování a vysvětlení:**

Sádrovec je průhledný minerál, který jsme rozetřeli na bílý prášek. Rozetřený sádrovec jsme zahřívali nad plamenem kahanu, až jsme získali hemihydrát neboli sádru.



Sádru jsme smísili s vodou a nechali tvrdnout v plastové formě. Při tuhnutí sádry jsme pozorovali uvolňování tepla. Hemihydrát přecházel zpět na dihydrát. Při tuhnutí se zvětšuje objem, čehož se využívá například při vyplňování děr.



#### **Závěr:**

Sádrovec je minerál, z kterého jsme připravili sádru, ze které jsme zhotovili jednoduchý odlitek. Výroba a tuhnutí sádry je proces, při kterém se mění počet molekul krystalové vody v krystalech.



### 11.1.2 Stanovení krystalové vody v chalkantitu

Upraveno dle citace (Čtrnáctová et al., 2000).

#### Pomůcky a chemikálie:

žihací kelímek, trojnožka, trianl, kahan, zápalky, váhy, krystalický síran měďnatý - chalkantit

#### Pracovní postup:

Před počátkem pokusu zvážíme žihací kelímek a hodnotu si zapíšeme. V zváženém žihacím kelímku vysušíme 5 g krystalického síranu měďnatého - chalkantitu na bílý prášek. Chalkantit nesmíme ovšem zahřívat příliš prudce, ani příliš dlouho, protože by mohlo dojít k rozkladu sloučeniny. Po vychladnutí žihacího kelímku zjistíme vážením hmotnost bílého prášku - bezvodého síranu měďnatého. Barva vysušeného vzorku musí být bílá, ne světle modrá, v tom případě je potřeba ještě chvíli vzorek zahřívat, naopak v případě, že vzorek zhnědnu, došlo k rozkladu sloučeniny. Ze známé hmotnosti krystalického a bezvodého síranu měďnatého vypočítáme počet molekul krystalové vody.

#### Pozorování a vysvětlení:

Krystalický síran měďnatý - chalkantit má modrou barvu, viz obr. 40. Vysušením ztrácí krystalovou vodu a zbledá, viz obr. 41.



Obr. 40 - Vzorek chalkantitu před zahříváním.



Obr. 41 - Vzorek chalkantitu po zahřívání.

Vysušením 5 g krystalického síranu měďnatého jsme získali 3,12 g bezvodého síranu měďnatého. Hmotnost krystalové vody  $m_v$  je rozdíl těchto dvou hodnot, tj. hmotnosti krystalického síranu měďnatého  $m_k$  a hmotnosti bezvodého síranu měďnatého  $m_b$ .

$$m_v = m_k - m_b$$

$$m_v = 5 - 3,12 = 1,88 \text{ g}$$

molární hmotnost síranu měďnatého  $M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ g/mol}$

molární hmotnost vody  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$

Počet molů vody, které připadají na mol krystalického síranu měďnatého, neboli melanteritu vypočítáme podle vzorce:

$$n(H_2O) = \frac{m_v \cdot M(CuSO_4)}{m_b \cdot M(H_2O)}.$$

Dosadíme naměřené hmotnosti pro náš konkrétní případ a hodnoty molárních hmotností, které najdeme v chemických tabulkách:

$$n(H_2O) = \frac{1,88 \cdot 160}{3,12 \cdot 18} = 5 \text{ mol.}$$

Vyšlo nám, že síran měďnatý obsahuje ve svých krystalech pět molekul vody. Takže jeho vzorec můžeme zapsat jako pentahydrát,  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ .

### **Závěr:**

Stanovili jsme, že krystalický síran měďnatý, jehož mineralogický název je chalkantit a můžeme se setkat také s pojmenováním modrá skalice, obsahuje pět molekul vody, jedná se tudíž o pentahydrát a jeho vzorec je  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ .

Tento minerál se v přírodě nenachází příliš často a to z důvodu jeho vysoké rozpustnosti ve vodě, najdeme ho tudíž častěji v suchých oblastech.

### **11.1.3 Krystalizace chalkantitu z roztoku**

#### **Pomůcky a chemikálie:**

porcelánová krystalizační miska, kahan, trojnožka, nehořlavá síťka, zápalky, krystalický síran měďnatý - chalkantit, voda, Matematické, fyzikální a chemické tabulky pro střední školy

#### **Pracovní postup:**

Ve vodě rozpustíme krystaly modré skalice, vznikne modře zbarvený roztok (obr. 42). Modrá skalice má mineralogický název chalkantit. Roztok chalkantitu zahříváním nad kahanem zahustíme ke krystalizaci, potom krystalizační misku zakryjeme a necháme růst krystaly, pokud chceme, aby krystaly vyrostly co největší a dobře vyvinuté, do krystalizační misky s nasyceným roztokem vložíme jeden krystalek, jako krystalizační jádro.



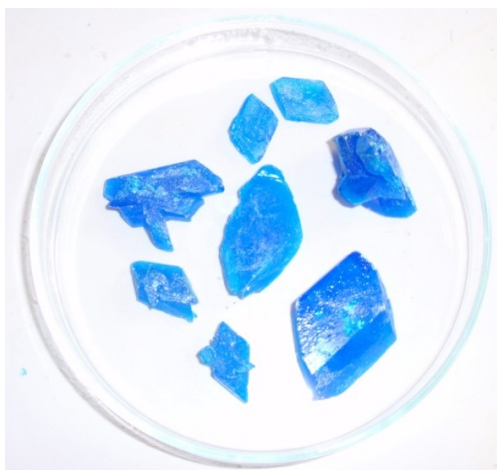
Obr. 42 - Roztok chalkantitu.

### **Pozorování a vysvětlení:**

Chalkantit je minerál, který je rozpustný ve vodě, jeho rozpustnost při vyšších teplotách je dokonce vyšší, než rozpustnost chloridu sodného a se zvyšující teplotou jeho rozpustnost stoupá rychleji než rozpustnost chloridu sodného. V přírodě je častým produktem zvětrávání měděných rud, díky své vysoké rozpustnosti se ale nachází převážně v aridních oblastech. Pentahydrát síranu měďnatého krystalizuje v trojklonné soustavě, vznikají výrazně modře zbarvené krystaly typického tvaru.

### **Závěr:**

Krystalický síran měďnatý se velmi snadno rozpouští ve vodě, jeho rozpustnost při 0 °C i 20 °C je nižší než rozpustnost chloridu sodného, ale při vyšších teplotách je vyšší, protože jeho rozpustnost stoupá rychleji se zvyšující se teplotou než rozpustnost chloridu sodného. Rozpuštěním chalkantitu vznikl modrý roztok. Z tohoto roztoku vykrystalizovaly tmavě modře zbarvené, trojklonné krystaly chalkantitu (obr. 43 a 44).



Obr. 43 - Trojklonné krystaly chalkantitu.



Obr. 44 - Trojklonný krystal chalkantitu.

## 12 VII. TŘÍDA: FOSFOREČNANY

Do této třídy patří soli formálně odvozené od kyseliny trihydrogenfosforečné  $\text{H}_3\text{PO}_4$  a krystalochemicky podobné soli odvozené od kyseliny trihydrogenarseničné  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  a kyseliny trihydrogenvanadičné  $\text{H}_3\text{VO}_4$ . Stejně jako minerály z VI. třídy obsahují aniont, ve kterém čtyři atomy kyslíku, umístěné ve vrcholech tetraedru, obklopují menší centrální atom, od minerálů VI. třídy se liší tím, že kyseliny, od kterých tyto soli odvozujeme, obsahují tři vodíky. Tyto tetraedry se ve struktuře minerálu nachází izolované. Součástí těchto solí mohou být hydroxylové, chloridové, fluoridové i jiné skupiny, ale i kationt uranylu a také krystalová voda. Často se jedná o chemicky dosti komplikované sloučeniny. Jako kationty nejčastěji vystupují  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ , méně často také  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Sr}^{2+}$  a kationty prvků vzácných zemin.

Počet v přírodě se nacházejících fosforečnanů neboli fosfátů je velký, většina z nich však patří ke vzácným minerálům. Jejich tvrdost i hustota se pohybují v širokém rozpětí a různé jsou i jejich další makroskopické vlastnosti. Mnoho fosfátů i arseničnanů vykazuje luminiscenci v UV záření.

Apatit a některé další minerály jsou magmatického původu, nejčastěji přítomné v horninách ve formě akcesorií, mohou být také přítomny v hydrotermálních žilách, ale častější je sedimentární původ fosforečnanů. Většina fosfátů jsou typické druhotné minerály oxidační zóny sulfidických rudních ložisek, kde velmi často tvoří pestré „výkvěty“.

Sloučeniny této třídy obsahující uran vznikají výhradně oxidací, je jich velký počet a vyznačují se zářivě žlutou nebo zelenou barvou a slídovitým vzhledem. Jejich naleziště se místy hodí k těžbě. Dalšími minerály z této třídy, které mají praktický význam, jsou apatit a monazit. Apatit se používá pro výrobu fosfátových hnojiv, detergentů, fosforu a jeho sloučenin. Monazit a další minerály s obsahem prvků vzácných zemin a jiných kovů se využívají pro průmyslové získávání těchto prvků.

Arseničnany a vanadičnany patří k vzácným minerálům, které se nachází téměř bez výjimek v oxidačních zónách rudních ložisek. Místně slouží jako zdroje kovů, protože v nich jako kationty přednostně vystupují  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$  a  $(\text{UO}_2)^{2+}$ .

### 12.1 Pokusy ke kapitole fosforečnany

K této kapitole byl vybrán pokus analýza apatitu. Apatit je běžný minerál. Nachází se roztroušený v horninách. Větší krystaly můžeme najít v ČR například na Cínovci nebo

v Horním Slavkově. Pokud by se nám nepodařilo sehnat dostatek minerálu na experimenty, můžeme použít fosforečnan vápenatý, který má podobné složení.

### 12.1.1 Analýza apatitu

(Upraveno dle: [http://fch.upol.cz/skripta/zfcm/anal/anal\\_teorie.htm](http://fch.upol.cz/skripta/zfcm/anal/anal_teorie.htm)).

#### Pomůcky a chemikálie:

zkumavky, třecí miska s tloučkem, kahan, zápalky, roztok  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $w = 20\%$ ), molybdenová soluce (7,5 g molybdenanu amonného se rozpustí za tepla v 50 ml vody a roztok se vlije do 50 ml kyseliny dusičné), vzorek apatitu

#### Pracovní postup:

Vzorek apatitu roztřeme nejemno v třecí misce a část ho dáme do zkumavky a přilijeme k němu roztok kyseliny sírové, tím převedeme apatit do roztoku. Část takto připraveného roztoku opatrně přelijeme do jiné zkumavky tak, aby případné nerozpuštěné zbytky zůstaly v první zkumavce. K roztoku přidáme molybdenovou soluci a zkumavku opatrně zahřejeme nad kahanem.

#### Pozorování a vysvětlení:

Ve zkumavce se po zahřátí objeví žluté zbarvení. Molybdenová soluce sráží žlutou sraženinu molybdátofosforečnanu amonného (viz obr. 45), při zahřátí je reakce průkazná i u zředěných roztoků. Tato reakce dokazuje selektivně anionty fosforečnanové.



Obr. 45 - Sraženina molybdátofosforečnanu amonného.

#### Závěr:

Pomocí molybdenové soluce jsme dokázali, že minerál apatit obsahuje fosforečnanový aniont. Přírodní apatit obsahuje kromě fosforečnanové aniontové skupiny ještě další anionty, podle něho rozlišujeme apatit na fluorapatit  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ , chlorapatit  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{Cl}$  a hydroxylapatit  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ .

## 13 VIII. TŘÍDA: KŘEMIČITANY

Křemičitany neboli silikáty jsou spolu s křemenem nejhojnější složky hornin, tvoří zhruba 95 % zemské kůry. Nejrozšířenější jsou silikáty tvořící vyvřelé horniny. Při jejich zvětřování mohou vznikat druhotné křemičitany s obsahem vody. Jejich metamorfózou mohou vznikat další bezvodé silikáty. Křemičitany mohou mít velmi komplikované složení a strukturu, proto je můžeme systematicky členit jen podle krystalové stavby. Chemické systematické dělení není možné, protože téměř vždy se jedná o směsné krystaly. Základní stavební jednotkou jsou tetraedry  $\text{SiO}_4^{4-}$ . Ostatní stavební částice - kationty, další anionty, krystalová voda - se nachází mezi těmito tetraedry. Jako kationty nejčastěji vystupují  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ , méně často i  $\text{Li}^+$ ,  $\text{B}^{3+}$ ,  $\text{Be}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Ti}^{4+}$ ,  $\text{Zr}^{4+}$ , kationty prvků vzácných zemin,  $\text{Cs}^+$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Y}^{3+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ . Tetraedry  $\text{SiO}_4^{4-}$  se mohou spojovat do nejrůznějších útvarů (přičemž tetraedry jsou vázané prostřednictvím společného kyslíkového atomu) a na tom je založeno dělení silikátů.

Silikáty s nezávislými tetraedry (nesosilikáty) mají nejjednodušší uspořádání. Tetraedry jsou od sebe navzájem odděleny jako ostrůvky (nessos znamená řecky ostrov). Je pro ně typická vysoká hustota a vysoká tvrdost. Řada z nich patří k významným horninotvorným minerálům.

Silikáty s nezávislými skupinami tetraedrů (sorosilikáty) mají propojeny dva nebo tři tetraedry přes jeden atom kyslíku. Název dostaly podle řeckého slova pro skupinu soros. Do této skupiny patří také minerály, které obsahují současně izolované tetraedry i dvojice tetraedrů.

Silikáty s kruhovou vazbou tetraedrů (cyklosilikáty) dostaly svůj název podle slova *kyklos*, které v řečtině znamená kruh. Mohou tvořit kruhy z tří, čtyř nebo šesti tetraedrů. Krystalizují většinou v klencové nebo šesterečné soustavě.

Silikáty s řetězovou stavbou tetraedrů (inosilikáty). Tetraedry jsou spojeny v dlouhé jednoduché nebo dvojité řetězce, název inosilikáty vychází z řeckého slova *ínos* = vlákno. Řetězce jsou ve struktuře uloženy navzájem rovnoběžně, proto jsou tyto minerály štěpné podél řetězců a jejich vzhled je nejčastěji stébelnatý nebo vláknitý. Patří mezi ně významné horninotvorné minerály magmatických a silně metamorfovaných hornin.

Silikáty s vrstevnou vazbou tetraedrů (fylosilikáty), každý čtyřstěn je v nich vázán ke třem sousedícím tetraedrům vznikají tak plochy vrstev čtyřstěnnů. Cizí název této skupiny silikátů pochází z řeckého slova *fyllon*, které znamená list. Krystaly mívají

tabulkovitý nebo šupinatý vzhled. A mají výraznou štěpnost rovnoběžnou s vrstvami. Jsou to minerály, které mají řadu vlastností, pro které jsou technologicky využívány. Což je ještě podpořeno hojným výskytem a snadnou dostupností.

Poslední skupinou jsou silikáty s prostorovou vazbou tetraedrů (tektosilikáty). Tektoneion znamená řecky lešení. Tetraedry v nich jsou pospojovány do velkého trojrozměrného útvaru tak, že každý tetraedr je spojen se svými sousedy všemi čtyřmi rohy.

### 13.1 Pokusy ke kapitole křemičitany

Ke kapitole silikáty byl vybrán jeden pokus. Jde o jednoduchý pokus vhodný spíše pro demonstraci učitelem, než k laboratornímu cvičení pro žáky. Je nenáročný na pomůcky a laboratorní vybavení a je možno ho předvést například v hodině chemie, protože je nutná delší doba na růst krystalů. Na pohled vypadá velmi pěkně, proto je možné jím studenty motivovat.

#### 13.1.1 Chemikova zahrádka

Upraveno dle citace (Čtrnáctová et al., 2000).

##### **Pomůcky a chemikálie:**

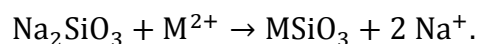
kádinka (500 ml), hodinové sklo, vodní sklo - roztok křemičitanu sodného, destilovaná voda, ve vodě rozpustné soli kationtů  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$

##### **Pracovní postup:**

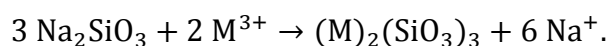
Do kádinky nalijeme vodní sklo a zředíme ho destilovanou vodou v poměru 1:3. Roztok promícháme, a pokud není čirý, přefiltrujeme ho. Na dno kádinky s roztokem vpravíme krystalky solí různých kovů tak, aby se vzájemně nedotýkaly. Kádinku zakryjeme hodinovým sklem a necháme stát. Po chvíli pozorujeme změny v kádince.

##### **Pozorování a vysvětlení:**

Reakcí kationtů kovů s křemičitanem sodným vznikají nerozpustné křemičitany těchto kovů. Pokud se jedná o dvojmocný kationt, tento děj probíhá podle rovnice:



Pokud se jedná o trojmocný kationt, tento děj probíhá podle rovnice:



Krystaly kovů se rozpouští ve vodě a jejich reakcí s křemičitanem sodným vzniká kolem nich polopropustná blanka křemičitanu kovu. Difuzí vody blanka praskne, kapalina se vylíje ven, s vodním sklem opět vytvoří polopropustný obal atd. Tak vzniká efekt postupného narůstání krystalů křemičitanů kovu (viz obr. 46).



Obr. 46 - Chemikova zahrádka - křemičitany různých kovů.

### **Závěr:**

Roztok křemičitanu sodného s kationty kovů tvoří nerozpustné křemičitany. V přírodě se nachází velké množství minerálů, které řadíme ke křemičitanům, většinou se jedná o složité soli s několika druhy kationtů v různém poměru.



## 14 CHEMICKÉ VLASTNOSTI MINERÁLŮ

Mezi chemické vlastnosti minerálů patří hlavně chemické složení, na kterém je založeno rozdělení minerálů do jednotlivých mineralogických tříd. Mezi chemické vlastnosti patří také krystalová struktura. Při zjišťování chemických vlastností minerálů se nejčastěji zjišťuje jejich rozpustnost ve vodě a reakce s kyselinami, roztoky hydroxidů a podobně. Minerály jsou také podrobovány zkoumání pomocí nejrůznějších analytických metod.

Dalšími významnými chemickými vlastnostmi jsou izomorfie a polymorfie. Izomorfie je schopnost dvou prvků nebo skupin vzájemně se zastupovat ve struktuře krystalu. Jedná se o jev, kdy mají minerály podobného vzorce shodné strukturní uspořádání. Jako příklad si můžeme uvést kalcit  $\text{CaCO}_3$  a magnezit  $\text{MgCO}_3$ . Polymorfie neboli mnohotvarost je vlastnost minerálů, které mají stejné chemické složení, ale mohou krystalizovat v různých krystalových soustavách. Existují polymorfní modifikace u sloučenin, například kalcit a aragonit, které mají oba chemické složení  $\text{CaCO}_3$ . Polymorfní modifikace se vyskytují i u prvků, u nich se polymorfní modifikace nazývají modifikacemi alotropickými. Diamant a grafit jsou alotropické modifikace uhlíku.

### 14.1 Pokusy ke kapitole chemické vlastnosti minerálů

K této kapitole byly vybrány tři pokusy. První pokus se týká rozpustnosti minerálů. U tohoto pokusu bychom mohli diskutovat, zda je vhodnější jeho zařazení mezi pokusy týkající se vlastností chemických nebo fyzikálních. Například při rozpouštění halitu sice nedochází k přeměně na jiné chemické látky, ovšem vazby v krystalu zanikají a do roztoku se uvolňují jednotlivé ionty. Pokus je na pomůcky nenáročný a dá se buď provádět s přírodními vzorky minerálů, nebo můžeme použít chemikálie. Demonstrujeme při něm vlastnosti polárních a nepolárních látek.

Druhý pokus se zabývá různou reakcí některých minerálů a hornin s kyselinou chlorovodíkovou, z čehož vyplývá možnost odlišení těchto materiálů za použití zmíněné kyseliny. Opět se jedná a jednoduchý časově nenáročný pokus.

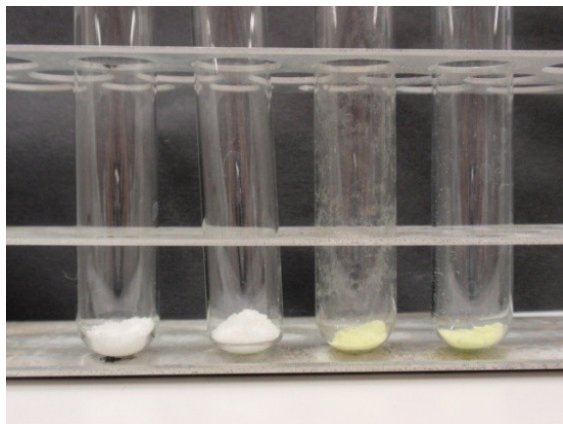
Poslední pokus se dá využít buď motivačně, kdy pokus předvádí žákům učitel nebo jako žákovská práce, při které se provádí analýza neznámých vzorků. Pokus opět není náročný na pomůcky a vybavení a jeho provedení není časově náročné. Pokud neseženeme vzorky minerálů, pokus provedeme s chemikáliemi.

### 14.1.1 Rozpustnost minerálů v polárním a nepolárním rozpouštědle

Upraveno dle citace (Čtrnáctová et al., 2000).

#### Pomůcky a chemikálie:

4 zkumavky, stojánek na zkumavky, třecí miska s tloučkem, voda, benzín, halit, síra



Obr. 47 - Dvě zkumavky s halitem a dvě se sírou.

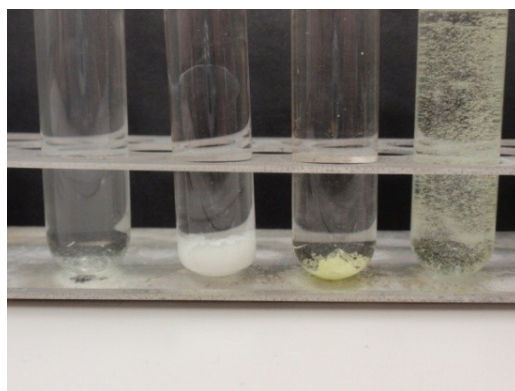
#### Pracovní postup:

V třecí misce najemno rozetřeme přibližně 1 g halitu a 1 g síry. Do dvou zkumavek nasypeme rozetřený halit a do dvou rozetřenou síru (viz obr. 47). Do jedné zkumavky s halitem nalijeme vodu a do druhé benzín. Obdobně do jedné zkumavky se sírou nalijeme vodu a do druhé benzín.

Obsah zkumavek protřepeme. Pozorujeme, zda se minerály rozpustily.

#### Pozorování a vysvětlení:

Halit se rozpustil ve vodě a nerozpustil se v benzínu (viz obr. 48). Halit je chlorid sodný, který je polární látkou a tudíž se rozpouští v polárním rozpouštědle - vodě a v nepolárním rozpouštědle - benzínu se nerozpouští. Krystal halitu obsahuje ionty - kladně a záporně nabitý částice, které jsou pravidelně uspořádány v krystalové mřížce. Když takovýto krystal ponoříme do vody, její molekuly proniknou mezi jednotlivé ionty a oddělí je od sebe, tím dojde k narušení krystalové mřížky a rozpuštění krystalu.



Obr. 48 - Halit ve vodě, halit v benzínu, síra ve vodě, síra v benzínu.

Síra se ve vodě nerozpustila, v benzínu se rozpustila částečně (viz obr. 48). Síra patří mezi nepolární látky. Síra tvoří nepolární kovalentní vazby a v přírodě se nachází většinou ve formě osmiatomových molekul.

#### Závěr:

Halit je polární látka a rozpustila se v polárním rozpouštědle a síra je nepolární látka a rozpustila se v nepolárním rozpouštědle. I v přírodě se halit ve vodě rozpouští,

a proto mořská voda nebo některé minerální vody v sobě obsahují značné množství rozpuštěného halitu, kromě iontů  $\text{Na}^+$  a  $\text{Cl}^-$  se v nich samozřejmě nachází i další ionty.

#### 14.1.2 Odlišení křemence od vápence a mramoru chemickou metodou

##### Pomůcky a chemikálie:

roztok  $\text{HCl}$  ( $w = 1\%$ ), roztok  $\text{HCl}$  ( $w = 10\%$ ), kapátko, vzorek vápence, mramoru a křemence

##### Pracovní postup:

Na vzorek vápence, mramoru a křemence kapátkem nakapeme 1% kyselinu chlorovodíkovou a pozorujeme změny probíhající na povrchu hornin.

Na vzorek vápence, mramoru a křemence kapátkem nakapeme 10% kyselinu chlorovodíkovou a pozorujeme změny probíhající na povrchu hornin.

##### Pozorování a vysvětlení:

Po nakapání 1% kyseliny chlorovodíkové na vápenec, který je tvořený minerálem kalcitem - uhličitánem vápenatým, došlo k chemické reakci. Vápenec začal za šumění, provázející vznik oxidu uhličitého, reagovat s kyselinou chlorovodíkovou. Reakce je uvedena v následující chemické rovnici, vedle oxidu uhličitého z vápence působením kyseliny chlorovodíkové vzniká také chlorid vápenatý a voda:



Po nakapání 1% kyseliny chlorovodíkové na vzorek mramoru, který je také tvořený uhličitánem vápenatým, k reakci nedošlo, nebo reakce probíhá jen velmi pomalu a neochotně, protože mramor má méně reaktivní povrch než vápenec díky rekrystalizaci zrn kalcitu. Mramor je metamorfovaný neboli přeměněný vápenec. K metamorfóze dochází pohřbením horniny do hlubších částí zemské kůry, zvýšený tlak a teplota zapříčiní rekrystalizaci zrn kalcitu.

Vápenec (viz obr. 49) i mramor (viz obr. 50) se po nakapání 10% kyseliny

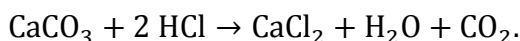


Obr. 49 - Reakce vápence s 10% kyselinou chlorovodíkovou.



Obr. 50 - Reakce mramoru s 10% kyselinou chlorovodíkovou.

chlorovodíkové rozkládal podle rovnice:



Křemenec, tvořený minerálem křemenem - oxidem křemičitým, nereagoval s 1% ani s 10% kyselinou chlorovodíkovou (viz obr. 51). Oxid křemičitý s kyselinou chlorovodíkovou nereaguje a to ani v případě, že by byla koncentrovaná. Díky tomu můžeme od sebe s jistotou odlišit vápenec a mramor (popřípadě další horniny tvořené uhličitany) od hornin tvořených křemenem.



Obr. 51 - Křemenec po nakapání 10% kyseliny chlorovodíkové.

### **Závěr:**

Vápenec, mramor i křemenec jsou horniny, se kterými se můžeme v přírodě běžně setkat. Vápenec a mramor jsou tvořeny uhličitánem vápenatým. Vápenec, na rozdíl od mramoru, reaguje už s 1% kyselinou chlorovodíkovou. K reakci mramoru s 1% kyselinou chlorovodíkovou nedojde, nebo reakce probíhá jen velmi pomalu a neochotně, protože mramor má méně reaktivní povrch než vápenec díky rekrystalizaci zrn kalcitu. Křemenec s kyselinou chlorovodíkovou nereaguje vůbec, neboť je tvořený oxidem křemičitým, který se působením kyseliny chlorovodíkové nerozkládá.

### **14.1.3 Plamenové zkoušky**

Upraveno dle citace (Turanová et al., 2002).

#### **Pomůcky a chemikálie:**

pět krystalizačních misek, pět zkumavek, pět kapátek, třecí miska s tloučkem, zápalky, ethanol, roztok HCl (w = 20 %), vzorky - halitu, sylvínu, sádrovce, stroncianitu a chalkantitu

#### **Pracovní postup:**

V třecí misce najemno rozetřeme připravené vzorky minerálů, dbáme při tom na to, aby se jednotlivé vzorky nesmíchaly a navzájem nekontaminovaly. Do zkumavek nasypeme rozetřené minerály a ke každému přidáme roztok kyseliny chlorovodíkové. Do krystalizačních misek nalijeme vždy zhruba 5 ml ethanolu a kapátkem přidáme asi mililitr rozpuštěného vzorku. Takto připravené směsi na krystalizačních miskách zapálíme. Potom je vhodné v místnosti, kde pokus provádíme zhasnout, aby barva plamene lépe vynikla. Ve většině případů je zbarvení plamene nejlépe pozorovatelné, ke konci hoření.

### Pozorování a vysvětlení:

Samotný ethanol hoří modrým plamenem, pokud jsme k němu přidali vzorek některého z uvedených minerálů, jeho barva se změnila. Jde o klasickou a velmi známou analytickou metodu zjišťování přítomnosti některých kationtů, které barví charakteristicky plamen. Zkoušku lze provádět i nanesením vzorku do plamene kahanu na platinovém drátku. Ale provedení v krystalizačních miskách se v praxi osvědčilo, a jelikož není nutný platinový drátek, který většina středních škol nevlastní, ukázalo se pro školy jako vhodnější.

Barva plamene v krystalizační misce s halitem byla žlutá, můžeme se o tom přesvědčit na obrázku 52. Halit - kamenná sůl je chemicky chlorid sodný. Jedná se vlastně o klasickou kuchyňskou sůl. Ionty sodné barví plamen velmi výrazně žlutou barvou, což bývá často při plamenových zkouškách problém, pokud vzorek obsahuje kromě jiného kationtu také kationty sodné, žlutá barva způsobená sodnými kationty v tom případě může úplně překrýt barvu ostatních prvků. Abychom tomuto zamezili, můžeme plamen pozorovat přes modré kobaltové sklo, které žlutou barvu pohlcuje.



Obr. 52 - Plamen zbarvený halitem do žluta.



Obr. 53 - Plamen zbarvený silvínem do fialova.

Barva plamene v krystalizační misce se sylvínem byla fialová, viz obrázek 53. Sylvín je chemicky chlorid draselný. Draselné ionty barví plamen fialově, ale mají z použitých iontů nejméně výrazné zbarvení plamene. Často se navíc nachází v minerálu společně s kationty sodnými, které v některém případě dokážou fialovou barvu, způsobenou draselnými kationty, úplně zakrýt. Z tohoto důvodu se ukázalo jako výhodnější provádět plamenovou zkoušku na krystalizační misce místo platinového drátku.

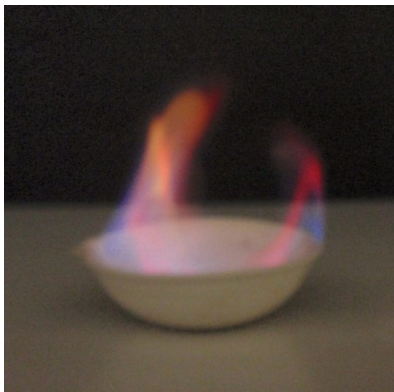
Zbarvení plamene v krystalizační misce se sádrovcem bylo cihlově červené, jak dokumentuje obrázek 54. Sádrovec je dihydrát síranu vápenatého. Vápenaté ionty barví plamen cihlově červeně. Ani tento kationt nepatří k nejvýrazněji barvicím kationtům, ale jím způsobené zbarvení je obvykle lépe pozorovatelné, než zbarvení způsobené kationty draselnými. Minerál sádrovec je méně reaktivní, než všechny ostatní použité



Obr. 54 - Plamen zbarvený sádrovcem do oranžovočervené.



minerály, proto je dobré snažit se ho rozetřít na co nejjemnější prášek a nechat v roztoku kyseliny chlorovodíkové trochu delší dobu.



Obr. 55 - Plamen zbarvený stroncianitem do karmínově červené.

Barva plamene v krystalizační misce se stroncianitem byla karmínově červená, o čemž se můžeme přesvědčit na obrázku 55. Stroncianit je chemicky uhličitán strontnatý. Strontnaté kationty barví plamen karmínově červeně. Podobné zbarvení, literatura v tomto případě uvádí purpurově červené, dává pokus provedený s ionty lithnými. Lithium bohužel netvoří minerály vhodné k této zkoušce, které by byly běžně dostupné.

Barva plamene v krystalizační misce s chalkantitem byla zelená, jak dokumentuje obrázek 56. Chalkantit je pentahydrát síranu měďnatého a měďnaté kationty barví plamen zeleně. Kromě měďnatých kationtů dokáže plamen zbarvit zeleně také kyselina boritá a kationty barnaté. Ovšem baryt - síran barnatý není pro tuto zkoušku vhodný, protože je chemicky velmi odolný a nepodaří se nám ho jednoduchým způsobem převézt na těkavější sloučeninu.



Obr. 56 - Plamen zbarvený chalkantitem do zelena.

### **Závěr:**

Minerál obsahující sodík - halit zbarvil plamen žlutě. Minerál obsahující draslík - sylvín zbarvil plamen fialově. Minerál obsahující vápník - sádrovec zbarvil plamen cihlově červeně. Minerál obsahující stroncium - stroncianit zbarvil plamen karmínově červeně. Minerál obsahující měď - chalkantit zbarvil plamen zeleně.

## 15 FYZIKÁLNÍ VLASTNOSTI MINERÁLŮ

Mezi fyzikální vlastnosti minerálů patří velké množství různých vlastností. Jsou to vlastnosti mechanické, mezi které patří pružnost, plasticita, křehkost, tvrdost, kujnost, štěpnost a lom; vlastnosti magnetické a elektrické - vodivost a piezoelektrina; vlastnosti optické - lesk, barva a barva vrypu, luminiscence, propustnost světla, mnohobarevnost neboli pleochroizmus a dále vlastnosti jako hustota a radioaktivita.

Mechanické vlastnosti popisují účinky mechanického působení na minerály. Tvrdost je odpor minerálu vůči vniknutí cizího tělesa. Závisí na pevnosti vazeb v krystalové struktuře. Štěpnost je schopnost rozpadat se na části podle jedné nebo více štěpných ploch vlivem mechanického působení například po úderu kladiva. Lom je vlastnost minerálů, které nemají štěpnost, po úderu kladiva se rozpadnou na nepravidelné části s nerovnými plochami, tyto plochy na rozdíl od štěpných ploch nejsou závislé na struktuře. Kujnost je fyzikální vlastnost kovů, které je možné mechanickým působením rozklepat do tenkých plíšků.

Další skupinou jsou optické vlastnosti. Barva je jednou z nejnápadnějších vlastností minerálů. Rozlišujeme minerály barevné, zbarvené a bezbarvé. Barevné minerály mají stálou barvu a ta je dobrým poznávacím znakem. Stejnou barvu jako barevný minerál má ve většině případů i barva jeho vrypu, což je barva prášku, který vznikne otíráním minerálu o bílou neglazovanou destičku. Zbarvené minerály mají barvu různou podle příměsí, barva jejich vrypu je bílá, šedá, nebo jen slabě zbarvená. Bezbarvé jsou čiré nerosty a bílým vrypem. Mnohobarevnost neboli pleochroizmus je vlastnost, při které minerál při natáčení mění barvu, v ojedinělých případech ji lze pozorovat i makroskopicky, ale častěji se s ní setkáváme při pozorování minerálů polarizačním mikroskopem. Lesk vzniká při odrazu světla na krystalových nebo štěpných plochách minerálu, rozlišujeme několik typů lesku. Podle propustnosti světla dělíme minerály na průhledné, které světlo propouští, průsvitné, které světlo také propouští, ale jen částečně a neprůsvitné, které světlo nepropouští.

Elektrické vlastnosti jsou elektrická vodivost, některé minerály, zejména kovy, jsou dobrými elektrickými vodiči a piezoelektrina - při stlačení krystalu vzniká elektrický náboj. Magnetismus, nejčastěji se ve školních podmínkách zjišťuje, zda je minerál ferromagnetický. Nejznámějším ferromagnetickým minerálem je magnetit.

## 15.1 Pokusy ke kapitole fyzikální vlastnosti minerálů

Ke kapitole fyzikální vlastnosti byly vybrány tři pokusy. První z nich se zabývá stanovením tvrdosti minerálů. Kromě vzorků minerálů a pomůcek na rýpání nepotřebujeme žádné další pomůcky. Pokus proto můžeme provádět i ve školní třídě.

Při druhém pokusu se měří elektrické vlastnosti látek a jejich roztoků. Na měření jsou potřebné kromě jednoduchého vybavení laboratoře také pomůcky na fyzikální pokusy.

Třetí pokus je stanovení hustoty, tento pokus je připraven tak, že se žákům představí problém - změření hustoty a oni budou mít navrhnout řešení tohoto problému a aplikovat ho. Problém mohou řešit skupiny žáků nebo může učitel problém zadat třídě, takže řešení vymyslí všichni žáci společně a učitel jim při tom pomáhá a navádí je na správnou cestu a až na samotné měření se rozdělí do skupin. Tento způsob práce je časově náročný, ale žáci si z něho zapamatují mnohem více, než kdyby pouze dostali za úkol změřit to a to. Omezující a rozhodující v otázce rozdělení do skupin pravděpodobně bude počet dostatečně přesných vah.

### 15.1.1 Stanovení tvrdosti minerálů

Upraveno dle citací (Čtrnáctová et al., 2000; Turanová et al., 2002).

#### Pomůcky a chemikálie:

různé minerály, silný měděný drát nebo mince, ocelová jehla, skleněný střep na jedné straně obalený izolepou

Tab. 2 - Mohsova stupnice tvrdosti

1	mastek
2	halit
3	kalcit
4	fluorit
5	apatit
6	živec (ortoklas)
7	křemen
8	topaz
9	korund
10	diamant

#### Pracovní postup:

Na měření tvrdosti se používají dvě základní metody. První metoda se nazývá dynamická a je založená na zkoumání odolnosti vůči vrypu nebo ohrusu. Druhá metoda je statická a při ní se tvrdost určuje jako odpor proti vtlačování cizího tělesa do minerálu. Nejrozšířenější metodou je metoda porovnávací, která využívá Mohsovu stupnici tvrdosti, která je zaznamenána v tab. 2. Rozdíly mezi tvrdostí jednotlivých minerálů Mohsovy stupnice se exponenciálně zvětšují. Při přesném určování tvrdosti se drobnými vzorky těchto minerálů rýpe do zkoumaného nerostu. Jestliže například na zkoumaném minerálu zanechá rýhu křemen a apatit ne, jeho tvrdost je tudíž šest.



Pro hrubé určení tvrdosti bude stačit určování pomocí jednoduchých pomůcek, jakými jsou: vlastní nehet, silný měděný drát nebo mince, ocelová jehla, skleněný střep na jedné straně obalený izolepou (abychom předešli případnému pořezání). Minerály do tvrdosti dva se dají rýpat nehtem. Minerály do tvrdosti tři se dají rýpat silným měděným drátem nebo mincí. Minerály do tvrdosti pět se dají rýpat ocelovou jehlou. Sklem můžeme rýpat do minerálů, které mají tvrdost do stupně šest. Při určování tvrdosti postupujeme od nižších stupňů k vyšším, aby se minerál co nejméně poškodil. To znamená, že nejdříve se ho pokusíme rýpnout nehtem, pokud se nám to nepodaří, vezmeme si na pomoc měděnou minci atd. Pokud minerál nedokážeme poškrábat ani sklem, znamená to, že má vyšší tvrdost, než šest.

Při určování tvrdosti je třeba dbát na to, aby vzorky byly čerstvé, protože staré povrchy mohou v důsledku zvětrání vykazovat nižší tvrdost. Rovněž není vhodné používat jemně krystalické agregáty, což by vedlo k chybným závěrům v důsledku toho, že bychom jednotlivá zrna od sebe rozdružovali namísto toho, abychom do nich rýpali. Největší počet běžných minerálů má tvrdost od stupně tři do stupně sedm. Většina minerálů má ve všech směrech stejnou tvrdost, ale jsou také minerály, které v různých směrech vykazují různou tvrdost. Hodnoty tvrdosti jednotlivých minerálů lze snadno nalézt v mineralogických atlasech, nebo klíčích.

#### **Pozorování a vysvětlení:**

První vzorek (obr. 57) byl baryt, nedal se poškrábat nehtem, ale při použití měděného drátu se na něm objevila rýha, jeho zjištěná tvrdost je tři.

Druhý vzorek (obr. 57) byl křemen. Křemen nebylo možné poškrábat žádnou z použitých pomůcek, jeho zjištěná tvrdost je tedy vyšší než šest.

Třetí vzorek (obr. 57) byl fluorit, do něho nebylo možné rýpat nehtem, ani měděným drátem, ale bylo možné rýpat ho ocelovou jehlou, jeho tvrdost jsme tudíž určili na stupeň čtyři nebo pět.

Čtvrtý vzorek (obr. 57) byl kalcit, nebylo ho možné poškrábat nehtem, ale při použití měděného drátu se na něm objevila rýha, jeho zjištěná tvrdost je tři.

Pátý vzorek (obr. 57) byl hematit, tento minerál se podařilo poškrábat až sklem, jeho tvrdost je tudíž šest.

Šestý vzorek (obr. 57) byl sádrovec, do kterého bylo možné rýpat již nehtem, jeho tvrdost byla tudíž určena na stupeň jedna, nebo dva.



Obr. 57 - Zleva vzorek sádrovce, baryt a kalcit s měděným drátem, fluorit s ocelovou jehlou, hematit s kusem skla a křemen.

### **Závěr:**

První vzorek byl baryt, jeho zjištěná tvrdost je tři, což je shodné s údaji uváděnými v mineralogickém klíči. Druhý vzorek byl křemen, jeho jistěná tvrdost je tedy vyšší než šest, což je ve shodě s předpokladem, protože křemen je v Mohsově stupnici na sedmém místě. Třetí vzorek byl fluorit, jeho tvrdost jsme laboratorně určili na stupeň čtyři nebo pět. Podle Mohsovy stupnice je to stupeň čtyři. Čtvrtý vzorek byl kalcit, jeho zjištěná tvrdost je tři, což je přesně podle Mohsovy stupnice. Pátý vzorek byl hematit, tento minerál se podařilo poškrábat až sklem, jeho tvrdost je tudíž šest, což odpovídá hodnotě, kterou pro tento minerál uvádí mineralogický klíč. Šestý vzorek byl sádrovec, jehož tvrdost jsme určili na stupeň jedna nebo dva, což odpovídá tabulkovým hodnotám.

Tvrdost je základní fyzikální vlastností minerálů, která nám může pomoci při jejich identifikaci. Podle tvrdosti můžeme v některých případech rozhodnout, jaký by vzorek mohl být minerál, zejména pokud se jedná o na pohled podobné minerály, které se ovšem vzájemně liší svou tvrdostí.

### **15.1.2 Elektrické vlastnosti minerálů**

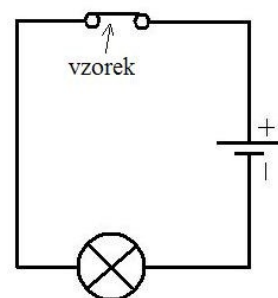
Upraveno dle citace (Turanová et al., 2002).

#### **Pomůcky a chemikálie:**

různé minerály - galenit, halit, grafit, tuha do mikrotužky nebo verzatilký, plochá baterie, drátky s izolantem na povrchu, malá žárovka, (galvanometr), elektrody (například dva hřebíky), kádinka, fenolftalein

### Pracovní postup:

Zapojíme elektrický obvod podle schématu na obrázku 58, mezi žárovku a baterii do obvodu vložíme vzorek minerálu. Zjišťujeme, zda je elektrický obvod uzavřený. V případě, že obvod uzavřený je, žárovka svítí a minerál je tudíž elektricky vodivý, nebo zda obvod uzavřený není, žárovka nesvítí a minerál je nevodivý. Pro přesnější měření můžeme použít galvanometr, který dokáže naměřit i proud procházející obvodem, který již nestačí na rozsvícení žárovky.



Obr. 58 - Schéma elektrického obvodu.

Při druhém pokusu nebudeme zjišťovat vodivost minerálu, ale jeho roztoku. Provedeme elektrolýzu. Do kádinky nalijeme roztok chloridu sodného (halitu) a umístíme do něho elektrody připojené k ploché baterii. Po proběhnutí pokusu do roztoku přidáme kapku fenolftaleinu.

### Pozorování a vysvětlení:

Vodivost je vlastnost, která umožňuje uspořádaný pohyb elektronů nebo iontů v elektrickém poli. Všechny minerály můžeme podle vodivosti zařadit do jedné ze skupin: vodiče, polovodiče a nevodiče neboli izolanty. Mezi vodiče patří zejména kovy, ve kterých jsou jednotlivé atomy vázány mezi sebou kovovou vazbou - zlato, stříbro, platina, měď. O něco menší vodivost mají i jiné minerály například grafit a sulfidy - galenit a pyrit. Mezi polovodiče, pro které je na rozdíl od vodičů typické snižování elektrického odporu se vzrůstající teplotou, patří minerály: greenokit, živce, pyroxeny, siderit, spinel. Vlastnosti nevodičů má většina nerudných minerálů jako slídy, fluorit, kalcit a jiné.

Některé minerály je možné rozpustit ve vodě, například halit se ve vodě rozpustí na ionty  $\text{Na}^+$  a  $\text{Cl}^-$ , které v tomto roztoku vedou elektrický proud. Chemické děje, které probíhají na elektrodách při průchodu stejnosměrného elektrického proudu roztokem nebo taveninou, se nazývají elektrolýza.



Obr. 59 - Elektrický obvod propojený přes tuhu.

Pokud byl do obvodu vložen vzorek grafitu, žárovka se nerozsvítila, protože vzorek nebyl dostatečně čistý, při vložení tuhy z mikrotužky se elektrický obvod uzavřel a procházelo jím dostatek proudu, aby rozsvítil malou žárovku, jak se můžeme přesvědčit na obrázku 59.

Vzorek galenitu byl vodivý, pokud jsme elektrický obvod spojili přes vzorek tohoto minerálu, žárovka se rozsvítila, což vidíme na obrázku 60.



Obr. 60 - Elektrický obvod spojený přes vzorek galenitu.

Při druhém pokusu jsme pozorovali, že na elektrodách začalo docházet k chemickým přeměnám. Tyto děje se nazývají elektrolyza. Na anodě, kladné elektrodě, se začal vylučovat plyn, který je poměrně dobře rozpustný ve vodě a proto jsme jeho vznik příliš neviděli. Tento plyn byl chlor. Na záporné elektrodě vzniká hydroxid sodný a plyn vodík, protože vodík je ve vodě poměrně málo rozpustný, jeho vznik je dobře patrný i na obrázku 61. Vzniklý hydroxid sodný jsme dokázali tak, že jsme do roztoku kápeli fenolftalein, který v alkalickém prostředí získal fialové zbarvení. Pokus - elektrolyzu popisují chemické rovnice níže:



Obr. 61 - Elektrolyza roztoku chloridu sodného - halitu.

Celkový zápis:  $2 \text{ NaCl} + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ NaOH} + \text{H}_2 + \text{Cl}_2$

Děj na záporné katodě:  $2 \text{ Na}^+ + 2 \text{ H}_2\text{O} + 2 \text{ e}^- \rightarrow 2 \text{ NaOH} + \text{H}_2$

Děj na kladné anodě:  $2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{ e}^-$

### **Závěr:**

Tuha neboli grafit je vodivý, ale pouze pokud má dostatečnou čistotu (což platí i pro ostatní vodivé minerály), náš vzorek dostatečnou čistotu neměl a tudíž se jevil jako nevodivý. Tuha do mikrotužky, která je tvořena grafitem, vodivá byla. Galenit je vodivý minerál, jehož vodivost jsme dokázali pokusem.

Roztok chloridu sodného vede elektrický proud. Při průchodu stejnosměrného elektrického proudu tímto roztokem, v něm dochází k ději, který se nazývá elektrolyza. Při elektrolyze chloridu sodného se na anodě vylučoval chlor a na katodě vznikal hydroxid sodný a vodík.

### 15.1.3 Stanovení hustoty minerálů

Upraveno dle citací (Čtrnáctová et al., 2000; Turanová et al., 2002).

#### **Pomůcky a chemikálie:**

váhy, odměrné válce (případně pyknometr), destilovaná voda, benzín, různé druhy minerálů, (případně teploměr a chemické či fyzikální tabulky)

#### **Pracovní postup:**

K určení hustoty minerálů nerozpustných ve vodě použijeme vodu, při určování hustoty minerálů, které se ve vodě rozpouští (např. halit), použijeme benzín. Nedoporučuji měřit hustotu porézních minerálů (např. jílových minerálů) a minerálů, které nemají celistvý povrch (např. slídy, které tvoří jednotlivé plátky).

Laboratorní práci stanovení hustoty minerálů žákům předložíme jako problémovou úlohu. Žáky rozdělíme do skupin a vysvětlíme jim, že jejich úkolem bude změřit hustotu určeného minerálu. Vyzveme je, aby navrhli řešení tohoto úkolu. Skupiny, které netuší, jakým způsobem by měly postupovat, navedeme na správné řešení otázkami: Co to vlastně je hustota, co nám tento údaj říká? Jakým způsobem můžeme vypočítat hustotu? Jaké má hustota jednotky? Pokud skupina navrhne, že objem bude měřit ponořením do vody, upozorníme ji, že ne všechny minerály jsou ve vodě nerozpustné. Když skupina bude mít návrh řešení, dáme jí pomůcky, o které požádá a minerál, jehož hustotu bude mít za úkol změřit.

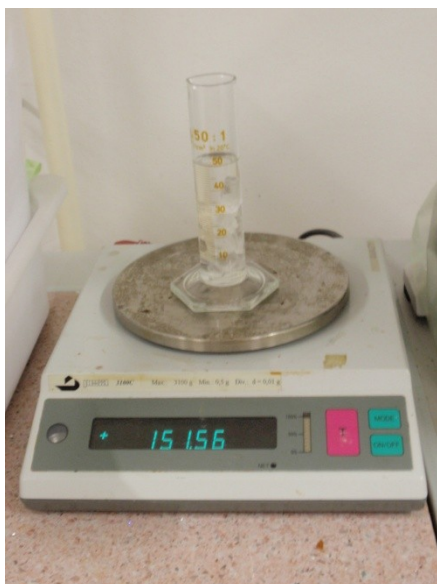
Pravděpodobně žáci dojdou k závěru, že je potřeba změřit hmotnost a objem vzorku. A potom vypočítat hustotu podle definičního vztahu  $\rho = m/V$ . Změřit hmotnost není problém, jednoduše ji zvážíme (co nejpřesněji). Při měření objemu mohou navrhnout několik alternativ:

1. změříme pravítkem rozměry a vypočteme objem. Tento postup je ovšem možné použít pouze u předmětů, které mají jednoduchý geometrický tvar, což minerály nejsou.

2. změříme objem tělesem vytlačené kapaliny tak, že těleso ponoříme do kapaliny v odměrném válci tak, aby bylo celé ponořené, a odečteme, o kolik se zvýšila hladina.

Pokud bychom chtěli měřit hustotu minerálů ještě přesněji, můžeme použít metodu, která se nazývá pyknometrie. Při této metodě se zjistí hmotnost kapaliny, která má objem tělesa, jehož hustotu měříme a pomocí hustoty této kapaliny, kterou musíme znát, vypočítáme objem tělesa. Objem vzorku se tedy stanoví z rozdílů hmotností pyknometru naplněného destilovanou vodou a pyknometru se vzorkem doplněného destilovanou vodou.

Při pyknometrickém stanovení se postupuje následujícím způsobem. Nejdříve se odváží prázdný pyknometr (hmotnost  $m_1$ ). Potom se do pyknometru vloží vzorek minerálu a odváží se pyknometr s minerálem (hmotnost  $m_2$ ), pyknometr se vzorkem se doplní vodou (případně jinou kapalinou, např. benzínem, jejíž hustota má hodnotu  $h$ ) a znovu se zváží (hmotnost  $m_3$ ) (obr. 62 a obr. 63). Nakonec zvážíme pyknometr naplněný pouze danou kapalinou (hmotnost  $m_4$ ).



Obr. 62 - Pyknometrické měření hustoty halitu pomocí ponoření do benzínu.



Obr. 63 - Živec v odměrném válci zalitý vodou.

Hustota minerálu je dána vztahem:

$$\rho = h \frac{m_2 - m_1}{m_4 - (m_3 - (m_2 - m_1))},$$

který můžeme upravit na tvar:

$$\rho = h \frac{m_2 - m_1}{m_4 + m_2 - m_3 - m_1}.$$

(Pokud bychom potřebovali naše měření ještě zpřesnit, změříme navíc ještě teplotu vody, kterou používáme při měření, protože hustota kapalin je závislá na teplotě. Hodnotu hustoty kapaliny při dané teplotě najdeme v chemických či fyzikálních tabulkách.)

Pro kontrolu naměřených hodnot hustot minerálů jsou hodnoty hustot některých horninotvorných minerálů uvedeny v tabulce 3.



Tab. 3 Hustota některých horninových minerálů, upraveno dle citace (Turanová et al., 2007)

název minerálu	hustota [g/cm <sup>3</sup> ]	název minerálu	hustota [g/cm <sup>3</sup> ]	název minerálu	hustota [g/cm <sup>3</sup> ]
magnetit	5,3 - 4,5	ankerit	3,1	kaolinit	2,6 - 2,5
hematit	5,26	magnezit	2,98	montmorillonit	2,6 - 2,
pyrit	5,02	anhydrit	2	ortoklas	2,57
baryt	4,47	aragonit	2,94	zeolity	2,5 - 2,0
granáty	4,3 - 3,4	dolomit	2,87	sádrovec	2,32
sfalerit	4,1 - 3,9	mastek	2,8 - 2,7	opál	2,2 - 1,9
siderit	3,95	plagioklasy	2,7 - 2,6	halit	2,17
amfiboly	3,5 - 2,9	kalcit	2,71	halloysit	2,1
biotit	3,4 - 2,9	křemen	2,65	síra	2,04
chlority	3,3 - 2,6	chalcedon	2,6 - 2,5	sepiolit	2
turmalín	3,2 - 2,9	dickit	2,62	epsomit	1,7 - 1,6
apatit	3,18	albit	2,61	led	0,918

### Pozorování, vysvětlení a výpočty:

Hustota látek je jednou z jejich základních fyzikálních vlastností, naměřené hodnoty a výsledky naleznete v tabulkách 4 a 5.

### Určení hustoty pomocí měření objemu kapaliny vytlačeného minerálem

Tab. 4 Naměřené hodnoty a výsledky

minerál	hmotnost [g]	objem [cm <sup>3</sup> ]	hustota [cm <sup>3</sup> ]
halit	27,59	12	2,299
křemen	35,91	12	2,993
ortoklas	36,17	13,5	2,679
baryt	27,99	6	4,665
kalcit	27,42	9,5	2,946
pyrit	5,3	1	5,310

Výpočet pro halit:  $\rho = \frac{m}{V} = \frac{27,59}{12} = 2,299 \text{ g/cm}^3$

### Pyknometrické určení hustoty minerálu

hustota vody = 1 g/cm<sup>3</sup>

hustota benzínu = 0,668 g/cm<sup>3</sup>

Tab. 5 Naměřené hodnoty a výsledky pro pyknometrické měření

minerál	m <sub>1</sub> [g]	m <sub>2</sub> [g]	m <sub>3</sub> [g]	m <sub>4</sub> [g]	hustota [g/cm <sup>3</sup> ]
halit	99,87	127,44	151,59	132,82	2,093
křemen	98,94	137,97	171,970	147,73	2,639
ortoklas	99,25	135,46	170,65	148,21	2,630
baryt	107,11	135,00	177,45	156,44	4,054
kalcit	104,87	132,02	170,58	154,53	2,446
pyrit	99,82	105,11	153,030	148,80	4,991

Výpočet pro halit:

$$\rho = h \frac{m_2 - m_1}{m_4 + m_2 - m_3 - m_1} = 0,668 \frac{127,44 - 99,87}{132,82 + 127,44 - 151,59 - 99,87} = 2,093 \text{ g/cm}^3$$

### **Závěr:**

#### Určení hustoty pomocí měření objemu kapaliny vytlačeného minerálem

Touto metodou jsme naměřili hustotu halitu, křemene, ortoklasu, barytu, kalcitu a pyritu. Hustota halitu vyšla 2,299 g/cm<sup>3</sup>, tabulková hodnota je 2,17 g/cm<sup>3</sup>. Hustota křemene vyšla 2,993 g/cm<sup>3</sup>, tabulková hodnota je 2,65 g/cm<sup>3</sup>. Hustota ortoklasu vyšla 2,679 g/cm<sup>3</sup>, tabulková hodnota je 2,57 g/cm<sup>3</sup>. Hustota barytu vyšla 4,665 g/cm<sup>3</sup>, tabulková hodnota je 4,47 g/cm<sup>3</sup>. Hustota kalcitu vyšla 2,946 g/cm<sup>3</sup>, tabulková hodnota je 2,71 g/cm<sup>3</sup>. Hustota pyritu vyšla 5,310 g/cm<sup>3</sup>, tabulková hodnota je 5,02 g/cm<sup>3</sup>.

#### Pyknometrické určení hustoty minerálu

Pyknometrickou metodou jsme naměřili hustotu halitu, křemene, ortoklasu, barytu, kalcitu a pyritu. Hustota halitu vyšla 2,093 g/cm<sup>3</sup>, tabulková hodnota je 2,17 g/cm<sup>3</sup>. Hustota křemene vyšla 2,639 g/cm<sup>3</sup>, tabulková hodnota je 2,65 g/cm<sup>3</sup>. Hustota ortoklasu vyšla 2,630 g/cm<sup>3</sup>, tabulková hodnota je 2,57 g/cm<sup>3</sup>. Hustota barytu vyšla 4,054 g/cm<sup>3</sup>, tabulková hodnota je 4,47 g/cm<sup>3</sup>. Hustota kalcitu vyšla 2,446 g/cm<sup>3</sup>, tabulková hodnota je 2,71 g/cm<sup>3</sup>. Hustota pyritu vyšla 4,991 g/cm<sup>3</sup>, tabulková hodnota je 5,02 g/cm<sup>3</sup>.



## 16 DISKUSE

Se zavedením Rámcových vzdělávacích programů se na čtyřletá gymnázia vrátila povinná výuka geologie. Geologie je ovšem zařazena jako samostatný vyučovací předmět spíše v ojedinělých případech. Na většině gymnázií, včetně těch přírodovědně zaměřených, je geologie vyučována v rámci jiného, případně jiných, přírodovědných předmětů, nejčastěji biologie, zeměpisu a chemie.

Praktické činnosti, mezi které patří experimenty, jsou nedílnou součástí výuky přírodovědným předmětů. Právě pro jejich význam jsem se je rozhodla zpracovat formou, která upozorní na vztahy mezi různými přírodovědnými předměty. V dnešní době se uvědomění si mezioborových vztahů jednotlivých předmětů jeví jako důležitá věc, protože jsou důležité k aplikaci školních znalostí v praxi. Funkce experimentů je motivační a aktivizační. Učitel může využít experiment ve všech fázích vyučovacího procesu. Ve fázi osvojování učiva, k motivaci žáků, k upevňování učiva i k ověřování získaných vědomostí žáky.

Anorganická chemie se zabývá výskytem prvků a anorganických chemických sloučenin na Zemi i ve vesmíru, jejich vzájemnými přeměnami a zákonitostmi týkajícími se těchto přeměn. Z toho vyplívá její přímá návaznost na geologii hlavně v oblasti mineralogie, petrologie a geochemie.

Všechny vybrané pokusy byly vyzkoušeny a ověřeny v laboratoři Katedry učitelství a didaktiky chemie PřF UK a byla k nim vyhotovena fotografická dokumentace. Pokusy byly vybírány s ohledem na to, aby byly proveditelné v prostředí školní chemické laboratoře, která je vybavena digestoří.

Ve školní praxi, na Jiráskově gymnáziu v Náchodě, byl zatím ověřen pouze jeden z pokusů, určování hustoty, a to v modifikované podobě a zkrácené verzi. Bylo by vhodné, aby i ostatní pokusy byly vyzkoušeny v podmínkách výuky na gymnáziu, protože k tomuto účelu byly připraveny.

Ke každému z uvedených pokusů byl vytvořen pracovní list ve formě předlohy protokolu z laboratorní práce. Tyto pracovní listy může učitel použít během výuky laboratorních cvičení. Žáci v něm naleznou zadání a postup práce vždy jedné laboratorní úlohy. Kromě toho je zde prostor na zapisování vlastního pozorování průběhu chemického pokusu a vyvozování teoretických závěrů, ke kterým žáci během laboratorního cvičení dospěli. Ve většině případů obsahují také otázky a úkoly týkající se daného tématu, což žáky nutí nad tématem hlouběji přemýšlet a ne pouze mechanicky postupovat podle

návodu práce. Protokoly byly vytvořeny pro všechny úlohy, tj. pro ty, které jsou vhodné jako laboratorní práce pro žáky, i pro ty, jež jsou určeny pouze jako demonstrační pokusy učitele. Každý pracovní list byl opatřen autorským řešením.

## 17 ZÁVĚR

V diplomové práci byly postupně naplněny cíle, stanovené v úvodu práce.

- V Rámcovém vzdělávacím programu pro gymnázia byla vyhledána témata týkající se anorganické chemie a geologie.
- Na příkladech školních vzdělávacích programů deseti různých vybraných gymnázií bylo ukázáno, jakým způsobem školy tyto předměty vyučují. Gymnázia byla vybírána tak, aby byla z různých částí ČR a z různě velkých měst, aby mezi nimi byla přírodovědně i všeobecně či humanitně zaměřená gymnázia, aby mezi nimi byla gymnázia státní, církevní i soukromá.
- V chemické i geologické literatuře bylo vyhledáno dvacet dva chemických, případně fyzikálních pokusů, na kterých je možné demonstrovat propojení znalostí z chemie, případně fyziky a geologie, které by byly vhodné pro žáky gymnázií.
- Tyto pokusy byly prakticky provedeny v laboratoři a jejich provedení bylo fotograficky zdokumentováno.
- Ke všem vybraným pokusům byly vypracovány pracovní listy opatřené autorským řešením, které zároveň mohou sloužit jako návody na laboratorní cvičení pro žáky.

## 18 SEZNAM POUŽITÉ LITERATURY

1. Bouška, V., Abrahámová, D., Čepěk, P., Dudek, A., Jaroš, J., Jelínek, E., Souček, J., Šilar, J.: *Geologie pro gymnázia*. Praha: Státní pedagogické nakladatelství, 1984.
2. Booth, B.: *Horniny a minerály*. Praha: VOLVOX GLOBATOR, 1996. ISBN 80-7207-012-6
3. Černík, V., Martinec, Z., Vítek, J.: *Přírodopis 4: mineralogie a geologie se základy ekologie: pro 9. ročník základní školy a nižší ročníky víceletých gymnázií*. 2. vyd. Praha: SPN - pedagogické nakladatelství, 2007. ISBN 80-7235-261-X
4. Černík, V. et al.: *Přírodopis 9: geologie a ekologie pro základní školy*. Praha: SPN - pedagogické nakladatelství, 2010. ISBN 978-80-7235-496-2
5. Čípera, J.: *Didaktika obecné chemie*. Praha: Státní pedagogické nakladatelství, n.p., 1990. ISBN 80-7066-286-7
6. Čípera, J.: *Rozpravy o didaktice chemie*. Praha: Karolinum, 2001. ISBN 80-246-0309-8
7. Čtrnáctová, H., Halbych, J., Hudeček, J., Šimová, J.: *Chemické pokusy pro školu a zájmovou činnost*. Praha: Prospektrum, 2000. ISBN 80-7175-057-3
8. Čtrnáctová, H., Halbych, J.: *Didaktika a technika chemických pokusů*. Praha: Karolinum, 2006. ISBN 80-246-1192-9
9. Drátovský, M., Ebert, M., Nassler, J.: *Anorganická chemie II*. 2. vyd. Praha: Univerzita Karlova, 1989.
10. Chvátal, M.: *Úvod do systematické mineralogie*. Praha: Silikátový svaz, 2005. ISBN 86821-11-5.
11. kolektiv: *Rámcový vzdělávací program pro základní vzdělávání*. Praha: Výzkumný ústav pedagogický v Praze, 2005. ISBN 80-87000-02-1
12. kolektiv: *Rámcový vzdělávací program pro gymnázia*. Praha: Výzkumný ústav pedagogický v Praze, 2007. ISBN 978-80-87000-11-3
13. Korbel, P., Novák, M.: *Minerály: encyklopedie*. 3. vyd. Čestlice: Rebo, 2007. ISBN 978-80-7234-666-0
14. Lukeš, I.: *Systematická anorganická chemie*. Praha: Karolinum, 2009. ISBN 978-80-246-1614-8
15. Mareček, A., Honza, J.: *Chemie pro čtyřletá gymnázia 1. díl*. 3. opravené vyd. Olomouc: nakladatelství Olomouc, 1998. ISBN 80-7182-055-5
16. Medenbach, O.: *Minerály*. Praha: Ikar, 1995. ISBN 80-85830-97-3

17. Mikulášek, J., Klimeš, B., Šíroky, J., Šůla, V., Zemánek, F.: *Matematické, fyzikální a chemické tabulky pro střední školy*. 3. vyd. Praha: Prometheus, 2002. ISBN 80-85849-84-4
18. Pasch, M., Gardner, T. G., Sparks-Langerová, G., Starková, A. J., Moodyová, Ch. D.: *Od vzdělávacího programu k vyučovací hodině*. Praha: Portál, 1998. ISBN 80-7178-127-4
19. Pauk, F., Kühn, P., Slušík, S., Kletečka, J., Kočárek, E.: *Mineralogie, petrografie a geologie pro 1. ročník gymnasií*. 3. upravené a doplněné vyd. Praha: Státní pedagogické nakladatelství, 1972.
20. Pauk, F. et al.: *Didaktika geologických věd*. Praha: Státní pedagogické nakladatelství, 1981.
21. Skalková, J.: *Obecná didaktika*. 2. rozšířené a aktualizované vydání Praha: Grada Publishing, a.s., 2007. ISBN 978-80-1821-7
22. Turanová, L., Bizubová, M.: *Didaktika geologie 3 Didaktika praktických cvičení z geologie*. Bratislava: Univerzita Komenského v Bratislave vo vydavateľstve UK, 2002. ISBN 80-223-1607-5
23. Otyepková, E., Kvítek, L., Otyepka, M., Panáček, A.: "Analytické reakce". In: *Cvičení z vybraných fyzikálně-chemických metod*. [online]. Olomouc: Katedra fyzikální chemie, Univerzita Palackého v Olomouci, 2004 [cit. 2012-02-19].  
Dostupné z: [http://fch.upol.cz/skripta/zfcm/anal/anal\\_teorie.htm](http://fch.upol.cz/skripta/zfcm/anal/anal_teorie.htm)
24. *Mineralogie pro školy - Přírodovědecká fakulta* [online]. Praha: Ústav geochemie, mineralogie a nerostných zdrojů, Univerzita Karlova, Přírodovědecká fakulta. [cit. 2012-02-26]. Dostupné z: <http://www.natur.cuni.cz/ugmnz/mineral/index.html>
25. Barthelmy, D.: *Mineralogy Database* [online]. © 1997-2010. Aktualizováno 26. 2. 2012. [cit. 2012-02-26]. Dostupné z: <http://webmineral.com/>
26. Ralph, J., Chau, I.: *Mineralogy Database - Mineral Collecting, Localities, Mineral ...* [online]. © 1993-2010. Aktualizováno 9. 2. 2012. [cit. 2012-02-26].  
Dostupné z: <http://www.mindat.org>
27. *ATHENA - Pierre Perroud. MINERALOGY*. [online]. Genève: Department of Mineralogy, Université de Genève. Aktualizováno 22. 4. 2012. [cit. 2012-04-23].  
Dostupné z: <http://athena.unige.ch/athena/mineral/mineral.html>
28. "Školní vzdělávací program vyššího gymnázia". In: *Malostranské gymnázium*. [online]. Praha: Malostranské gymnázium, 2008 [cit. 2012-04-11]. Dostupné z: <http://www.malgym.cz/data/SVP%20VG.doc>

29. "Školní vzdělávací program 4G". In: *Purkyňovo gymnázium Strážnice*. [online]. Strážnice: Purkyňovo gymnázium Strážnice, 2011 [cit. 2012-04-24]. Dostupné z: [www.gys.cz/studium/svp/4g\\_svp.pdf](http://www.gys.cz/studium/svp/4g_svp.pdf)
30. "Školní vzdělávací program pro čtyřleté studium – zaměření všeobecné, humanitní, přírodovědné" In: *Biskupské gymnázium Brno*. [online]. Brno: Biskupské gymnázium Brno, 2012 [cit. 2012-04-16]. Dostupné z: [http://www.bigy.cz/sites/www.bigy.cz/files/attachments/15/svp\\_4lete\\_ver2012\\_c.pdf](http://www.bigy.cz/sites/www.bigy.cz/files/attachments/15/svp_4lete_ver2012_c.pdf)
31. "Školní vzdělávací programy" In: *EKO gymnázium Brno*. [online]. Brno: EKO gymnázium Brno, 2010 [cit. 2012-04-26]. Dostupné z: [www.eko-g.cz/media/files/o%20skole/svp/SVP\\_4\\_let.pdf](http://www.eko-g.cz/media/files/o%20skole/svp/SVP_4_let.pdf)
32. "ŠVP 2011/2012 | Gymnázium Říčany" In: *Gymnázium Říčany*. [online]. Říčany: Gymnázium Říčany, 2008 [cit. 2012-04-26]. Dostupné z: <http://gymnazium.ricany.cz/data/upload/Uredni%20deska/SVP4G.pdf>
33. "VyGy3 - ŠVP pro čtyřleté gymnázium a vyšší stupeň osmiletého gymnázia" In: *Gymnázium Dobruška* [online]. Dobruška: Gymnázium Dobruška, 2006 [cit. 2012-05-02]. Dostupné z: [http://gympl.dobruska.cz/wwwVyGy/ucebni-osnovy\\_clovek-a-priroda\\_zemepis.htm](http://gympl.dobruska.cz/wwwVyGy/ucebni-osnovy_clovek-a-priroda_zemepis.htm)
34. "Společně s přírodou – školní vzdělávací program" In: *Gymnázium Botičská* [online]. Praha: Gymnázium Botičská, 2007-2012 [cit. 2012-05-02]. Dostupné z: <http://www.gybot.cz/uploads/file/o-skole/SVP/100Z.pdf>
35. "Školní vzdělávací program pro čtyřleté a vyšší stupeň osmiletého gymnázia" In: *Jiráskovo gymnázium Náchod* [online]. Náchod: Jiráskovo gymnázium Náchod, 2009 [cit. 2012-05-02]. Dostupné z: <http://www.gymnachod.cz/download.php?soubor=vp4-okupr3.pdf>
36. "Školní vzdělávací program" In: *Soukromé gymnázium Olomouc* [online]. Olomouc: Soukromé gymnázium Olomouc, 2009 [cit. 2012-05-02]. Dostupné z: <http://www.gymnaziumolomouc.cz/Skolaprozivot.doc>
37. "Školní vzdělávací program" In: *Oty Pavla - Praha 5 (Radotín) Gymnázium Oty Pavla*. [online]. Praha: Gymnázium Oty Pavla, 2011 [cit. 2012-05-02]. Dostupné z: [http://www.gop.cz/udaje/SVP\\_4G\\_2011.pdf](http://www.gop.cz/udaje/SVP_4G_2011.pdf)